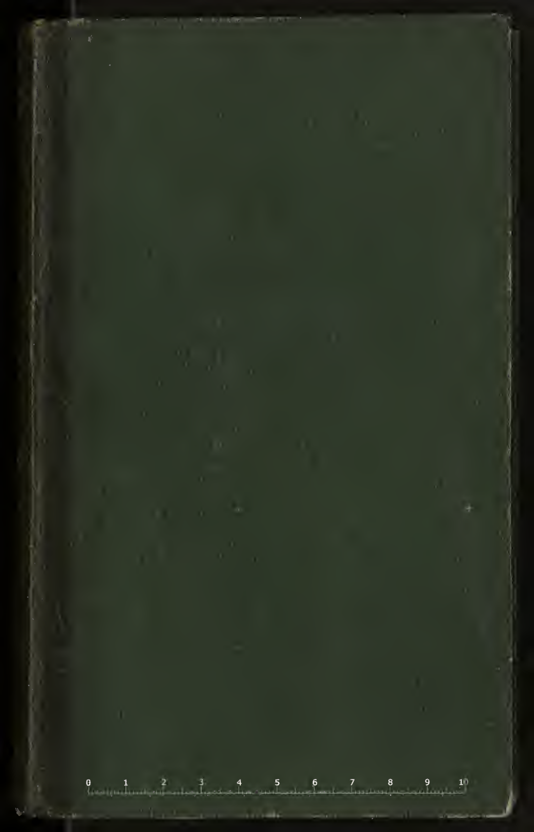
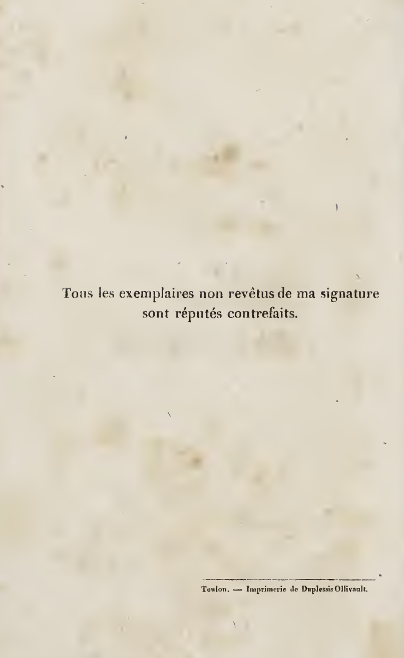


COURS

DE

PHARMACIE.



Toulon. — Imprimerie de Duplessis Ollivault.

COURS

DE

PHARMACIE

PAR

S. A. A. BANON,

2. PHARMACIEN EN CHEF DE LA MARINE ET PROFESSEUR DE PHARMACIE
AU PORT DE TOULON,
CHEVALIER DE LA LÉGION D'HONNEUR,
MEMBRE DE PLUSIEURS SOCIÉTÉS SAVANTES, NATIONALES ET ÉTRANGÈRES.

TOME II.

A TOULON,
CHEZ DUPLESSIS OLLIVAULT, ÉDITEUR,
RUE DE LA MISÉRICORDE, N.º 6.

1831.

INTRODUCTION.

Les fluides impondérables jouent un grand rôle dans les combinaisons : il est donc de toute nécessité d'en connaître ce qui est nécessaire pour l'explication des phénomènes.

DU FLUIDE LUMIQUE OU DE LA LUMIÈRE.

La nature de la lumière est inconnue : sa pesanteur n'est pas appréciable : elle se meut en ligne droite avec une vélocité de soixante et dix mille lieues par seconde : les parties de ce fluide sont donc d'une ténuité qui surpasse les bornes de notre imagination, car elles ne blessent pas ordinairement l'organe de la vue, qui est le plus délicat et le plus sensible; or, leur force ou la quantité de mouvement qui les anime, est égale au produit de leur masse qui est extrême : il est donc évident que ces molécules sont infiniment petites, et comme elles traversent l'espace dans une infinité de directions sans se faire obstacle les unes aux autres, il faut qu'elles soient séparées par des intervalles beaucoup plus grands que leur propre diamètre.

Quand un rayon de lumière arrive très près d'un corps solide, il s'infléchit vers lui, et s'en écarte au contraire s'il arrive à une distance un peu plus

grande : s'il tombe sur une surface polie, il est réfléchi et l'angle de reflexion est égal à celui d'incidence.

Les corps sont dits opaques quand ils ne donnent point passage à la lumière, et transparens quand elle les traverse facilement.

Quand un rayon de lumière arrive obliquement d'un milieu dans un autre, de plus grande densité, il s'infléchit vers la perpendiculaire, et si la densité est moindre, il s'en écarte. Dans les deux cas, on dit que la lumière est réfractée.

Le pouvoir de réfraction des corps est proportionnel à leurs densités, à l'exception des corps combustibles dont le pouvoir de réfraction est plus grand qu'en proportion de leur densité.

La polarisation est ce genre réfraction qu'éprouvent les molécules lumineuses, selon le sens dans lequel leurs faces sont tournées relativement à la section principale.

A l'aide d'un prisme triangulaire, la lumière se partage par la réfraction en sept rayons colorés : le rouge, l'orangé, le jaune, le vert, le bleu, l'indigo, le violet. Ces rayons sont permanens et n'éprouvent plus aucun changement par la réflexion ou la réfraction. Malgré cela quelques physiciens soutiennent qu'il n'y a que trois rayons primitifs, rouge, jaune et bleu, parce qu'avec ceux-là on fait les autres.

Ces rayons diffèrent de flexion et de refrangibilité, le rouge possédant au moindre degré ces propriétés, et le violet au plus haut degré.

Le pouvoir illuminant des différens rayons est plus grand entre le jaune et le vert, et il décline graduellement vers les deux extrémités du spectre solaire.

Les différentes couleurs des corps dépendent

de la faculté de transmettre ou de réfléchir les rayons qui seuls constituent leurs couleurs particulières. Le blanc est produit par la réunion de tous les rayons du prisme. Le noir résulte de l'absence totale de la lumière ou de la complète absorption de tous les rayons.

On a reconnu dernièrement que, dans certaines circonstances, un rayon lumineux peut être détruit par un autre rayon lumineux, au point que de là il résulte de l'ombre ou de l'obscurité.

Le pouvoir échauffant des différens rayons est en raison inverse de leur réfrangibilité ; mais comme c'est à quelque distance au-delà de l'extrémité du spectre visible, que ce pouvoir est le plus grand, il paraît qu'il est totalement indépendant des rayons colorans. Les corps sont échauffés par la lumière en raison inverse de leur transparence et en raison directe du nombre des rayons qu'ils absorbent.

Les rayons du soleil ont la propriété de séparer l'oxigène d'un grand nombre de combinaisons : le pouvoir désoxigénant des différens rayons est proportionnel à leur réfrangibilité : et comme ce pouvoir est le plus grand à une petite distance et au-delà de l'extrémité violette du spectre visible, il paraît qu'il est totalement indépendant des rayons colorans et calorifians. La couleur des oxides rouges de mercure et de plomb devient plus légère lorsqu'ils sont exposés au soleil, et dans les mêmes circonstances, les sels blancs d'argent noircissent très-promptement et l'oxide est réduit. L'oxide d'or peut être réduit de la même manière.

La lumière opère des combinaisons. Le chlore dissous dans l'eau se dégage en partie par l'action de la lumière, et une petite partie s'acidifie par la décomposition de l'eau, et l'oxigène qui en pro-

vient se dégage. Parties égales de chlore et d'hydrogène exposées au moindre rayon direct du soleil détonnent et il se forme de l'acide hydrochlorique.

La lumière opère des décompositions. Si l'on veut conserver l'acide nitrique blanc et pur, il faut le conserver dans un lieu obscur, car la lumière le décompose en partie, en dégage de l'oxigène et de l'acide nitreux, dont une partie restant unie à l'acide non décomposé, le colore d'abord en jaune, puis en orangé foncé. Le kermès minéral ou sulfure d'antimoine hydraté doit être conservé dans des flacons bien bouchés et recouverts d'un papier qui les préserve du contact de la lumière, autrement il perd sa belle couleur rouge-brun et devient d'un rouge et même d'un jaune sale en perdant ses propriétés médicamenteuses. Le soufre doré d'antimoine, mélange de kermès minéral et de soufre, demande les mêmes précautions, si on ne veut pas qu'il soit altéré.

La lumière a une action marquée sur le règne organique. Les plantes peuvent végéter passablement dans l'obscurité, mais alors leur couleur est toujours blanche : elles ont à peine de la saveur et ne contiennent qu'une très-petite portion de matière combustible. Par leur exposition à la lumière, leur couleur devient verte, leur saveur beaucoup plus forte et leur proportion de combustible beaucoup plus considérable. Les jardiniers mettent à profit cette absence du soleil et de la lumière, soit en faisant croître les plantes dans des souterrains, soit en enveloppant leurs feuilles et les serrant les unes contre les autres, pour nous procurer des légumes blancs et tendres.

La présence du soleil est nécessaire à l'entretien de la vie et au soutien de la santé ; car outre

l'exemple de ceux des animaux qui recherchent avec empressement cet astre vivifiant, on sait que les hommes qui sont plongés long-temps dans les lieux fermés et obscurs, languissent, s'affaiblissent, perdent leurs couleurs, leur activité, leur énergie vitale, et que leur système absorbant se gorge de liquides que les vaisseaux blancs ne peuvent plus faire mouvoir avec la vitesse convenable.

La lumière peut être absorbée par les corps, puis restituée. Elle entre dans quelques corps, y séjourne et en est ensuite dégagée sans avoir éprouvé d'altération. Plusieurs substances, par leur exposition à la lumière, deviennent lumineuses et perdent promptement cette propriété; mais elles la recouvrent en les présentant de nouveau à la lumière, et on peut la leur rendre ainsi à volonté. Elles ne la recouvrent par la chaleur qu'autant qu'elle est accompagnée de lumière. Le pyrophore, dit de canton, provenant de la calcination des écailles d'huître et de soufre, offre toutes ces particularités. On a prouvé dernièrement que tous les corps exposés pendant quelques instans au soleil brillent ensuite dans l'obscurité, et la clarté qu'ils répandent est en raison de leur degré d'humidité.

On suppose que la lumière est combinée avec les corps, qu'elle existe à l'état latent dans tous les combustibles, d'où elle se dégage par la combustion.

Les sources de la lumière sont nombreuses. Outre le soleil qui en est le principal foyer, les substances phosphoriques, la combustion, l'électricité, la combinaison, la chaleur, la compression, la percussion, le frottement, peuvent nous en fournir.

On croit généralement avec Newton que la

lumière du jour provient du soleil et des étoiles ; mais ces dernières, quoique lumineuses par elles-mêmes, sont trop éloignées de nous pour produire sur notre planète une lumière bien sensible : les planètes opaques par elles-mêmes nous paraissent lumineuses parce qu'elles réfléchissent sur nous la lumière qu'elles ont reçue : *lune*, etc. Herschel a avancé que le soleil était opaque et son atmosphère plus dense en haut et en bas, plus subtile au milieu puisqu'elle nous laisse paraître une partie du soleil, que l'on connaît sous le nom de *taches*, nous versait seule des torrens de lumière : que la partie moyenne est beaucoup plus illuminée, qu'elle éprouve des variations auxquelles il rapporte les différences des saisons ; mais cette dernière opinion paraît erronée, car les changemens de température dans les différentes saisons dépendent des différens degré d'inclinaison du soleil.

La lumière est considérée ici, d'après le système de Newton ou de l'émission. Dans le système des ondulations, qui acquiert tous les jours de nouvelles preuves en sa faveur, on suppose que le fluide lumique, très-subtil, très-élastique, remplit tout l'univers, qu'il ne manifeste sa présence que lorsqu'il entre en vibration, que ce mouvement lui est imprimé principalement par le soleil et se transmet de proche en proche au milieu de l'atmosphère, en y excitant une série d'ondulations.

Le bois pourri un peu humide, divers poissons lorsqu'ils sont frais, différentes espèces de viande ou de poisson au moment où elles commencent à entrer en putréfaction, deviennent lumineuses dans l'obscurité. Le merlan, le hareng, le maquereau, etc., produisent cet effet, qui devient

plus intense, si on les met dans l'eau chargée de sel marin. La congélation fait disparaître la lumière, mais elle reparaît au dégel. Une chaleur médiocre augmente l'émission de la lumière : celle de l'eau bouillante la fait entièrement cesser. Le phosphore brûle lentement à l'air libre en répandant dans l'obscurité une lumière douce. Le lampyre ou ver luisant, plusieurs taupins, la fulgore porte-lanterne, d'autres insectes sont phosphorescens, et pendant la nuit font étinceler l'atmosphère de leur lumière. Les animalcules microscopiques qui se trouvent dans les eaux de la mer, et les débris d'animaux marins à demi-putréfiés, brillent dans l'obscurité, quand on nage le soir dans la mer ou lorsqu'on agite cette eau. Les fleurs de la capucine offrent quelquefois le soir un phénomène de phosphorescence assez remarquable. La phosphorescence des substances organiques privées de la vie, paraît être due en tout ou en partie à la combustion ; mais dans tous ces phénomènes lumineux par phosphorescence, il n'y a aucun dégagement sensible de chaleur.

Toutes les fois qu'un combustible s'unit en grand masse et rapidement avec l'oxigène pur ou avec celui de l'air atmosphérique, il y a émission de lumière.

Le fluide électrique, en s'échappant avec vitesse des corps, produit souvent une lumière très-vive, ce que nous voyons dans les éclairs pendant la nuit, souvent même dans le jour. Plusieurs météores lumineux sont dus à l'électricité, notamment l'aurore boréale qui consiste en une masse de lumière plus ou moins resplendissante qu'on aperçoit du côté du pôle quelque temps après le coucher du soleil.

Un grand nombre d'opérations chimiques pro-

duisent un dégagement de lumière plus ou moins vive. Ainsi, quand on éteint de la chaux vive, il se dégage de la lumière pendant la combinaison de l'eau avec cette substance.

Il est une certaine élévation de température à laquelle les corps, lorsqu'ils y sont parvenus, deviennent lumineux. Le fer, chauffé au rouge, de 474° à 550°, devient lumineux au jour même, ainsi que tous ceux qui sont capables de supporter ce degré de feu sans être décomposés ou volatilisés. Le contact de l'air n'est pas nécessaire pour que le corps chauffé devienne lumineux. Les gaz ne manifestent aucune clarté, quelque dégré de feu qu'on leur applique. Le plus grand nombre de corps sont susceptibles de luire par l'élévation de la température, mais à des degrés différens : la quantité de lumière émise est en raison directe du degré de température et sa durée en raison inverse. Cette propriété existe dans le fluate de chaux, les phosphates de barite et de strontiane, les phosphite de magnésie et de barite, le sulfate de kinine, etc.

En frappant rapidement l'un contre l'autre le caillou et l'acier, il se produit une étincelle capable de mettre feu à de l'amadou ou à de la poudre à canon. Lorsqu'on frappe ou qu'on frotte rapidement l'une contre l'autre deux pierres siliceuses, même sous l'eau, il y a étincelle produite et émission de lumière. Le sucre devient lumineux dans l'obscurité par la percussion et le frottement. L'eau étant fortement comprimée, devient lumineuse dans l'obscurité. En comprimant de l'air dans un fort tube de verre, on aperçoit un grand dégagement de lumière.

DU FLUIDE CALORIQUE.

On désigne par ce mot un fluide invisible, qu'on suppose être la cause de la chaleur.

Répulsion du calorique. — Ses molécules se repoussent réciproquement et il tend sans cesse à s'échapper des corps ou des espaces qui le renferment. La force de répulsion de ses molécules suit la même loi que celle de l'attraction des molécules des autres corps : elles se repoussent en raison du carré des rapprochemens ; le calorique et la force cohésion sont donc deux forces opposées, inverses l'une de l'autre.

Propagation du calorique. — Le calorique frappe et pénètre les corps sous forme de rayons, ou s'y introduit par le contact.

Radiation du calorique. — Il rayonne comme la lumière, se meut en ligne droite avec une grande vitesse dans des espaces vides ou dans des gaz qu'il traverse sans les échauffer, se réfléchit et se réfracte comme la lumière, est absorbé ou réfléchi plus ou moins par d'autres corps. Le rayonnement du calorique, tendant à s'échapper d'un corps qui en est pénétré, dépend de la nature de ce corps, de l'état et de l'enduit de sa surface, de l'agitation ou du calme de l'air ambiant. L'absorption du calorique rayonnant est soumise aux mêmes influences que le rayonnement. Le calorique est absorbé par les corps dans les mêmes proportions et suivant les mêmes circonstances qu'il est rayonné par ces mêmes corps.

Les corps qui réfléchissent le plus le calorique sont ceux qui l'absorbent et le rayonnent le moins ; d'où il suit que les pouvoirs émissifs et absorbans sont directement proportionnels et que le réflé-

chissant est inversement proportionnel aux deux premiers.

Equilibre du calorique. — La tendance du calorique à se répandre uniformément dans les corps, est une suite de la répulsion de ses molécules. Lorsque deux corps dont la température est différente sont en contact, le plus chaud partage son calorique avec le plus froid, soit par une émission de rayons calorifiques, soit par une propagation de propre en proche, et après un temps plus ou moins long, il s'établit un équilibre de température. De là les diverses sensations de chaud et de froid que nous éprouvons au contact des différens corps. Les caves dont la chaleur est à peu près constante, nous paraissent chaudes en hiver et froides en été : en hiver, notre corps plus froid, enlève du calorique à l'air de la cave, et dans l'été il lui en communique.

Conductibilité du calorique. — Elle est différente dans les corps. On ne peut point toucher une barre de fer dont une extrémité est rouge et l'on peut tenir impunément une baguette de bois enflammée à une extrémité. Les métaux, moins le platine, sont bons conducteurs. Les pierres, le verre, le bois, le charbon, la soie, la laine, les corps spongieux, etc., sont en général de mauvais conducteurs. Les liquides sont de très-mauvais conducteurs et le transportent plutôt qu'ils ne le conduisent, par le mouvement intestin de leurs molécules. Les corps gazeux sont peut-être encore plus mauvais conducteurs, et cela d'autant plus qu'ils sont plus raréfiés. La rareté de l'air est une des causes du froid excessif qui règne dans les hautes régions de l'atmosphère. Pour concentrer la chaleur sur une substance, on se sert d'un fourneau construit avec des corps mauvais con-

ducteurs, *briques* etc. Veut-on échauffer un appartement par le moyen d'un poële, on se sert pour sa construction de corps bons conducteurs. Ainsi un poële de fonte échauffe beaucoup plus qu'un poële de faïence. Pour conserver la chaleur de son corps, on s'habille de laine ou d'autre étoffe peu conductrice. Dans le cas contraire, on s'habille de lin, de chanvre, etc. Pour transporter la glace pendant l'été, on l'enveloppe dans une forte couverture de laine qui ne laisse passer que très-difficilement le calorique de l'air extérieur, ou on la porte dans des doubles barriques et l'intervalle est rempli de poussier de charbon. C'est dans un double tuyau de tôle et dont l'interstice est rempli du même poussier, qu'on fait passer la vapeur pour échauffer des objets éloignés.

Dilatation par le calorique. — Le calorique en s'introduisant dans les corps à la faveur de leurs pores imperceptibles, en écarte les molécules et leur fait occuper un espace plus considérable. Qu'on prenne une plaque de fer percée d'un trou dans lequel entre avec justesse un bouchon de fer : qu'on fasse chauffer ce bouchon, et qu'on le présente au trou, on verra qu'il ne peut plus y entrer. Une vessie aux trois quarts remplie d'air froid et bien fermée, se gonfle considérablement quand on la présente au feu. Un vase bien plein d'eau en perd une partie qui passe par-dessus les bords lorsqu'elle est dilatée. Il n'y a qu'une simple augmentation de volume, et il n'a pas été possible jusqu'ici de constater que les corps chauffés et dilatés sont plus pesans que lorsqu'ils sont refroidis et contractés. On n'admet qu'une seule exception bien connue à la dilatation : c'est la contraction de l'eau à partir de la plus basse température à laquelle elle puisse rester liquide, jusqu'à

5° 84. On croit aussi que le fer, le bismuth, l'antimoine, le laiton, le bronze et probablement beaucoup d'autres corps sont plus volumineux à l'état solide qu'à l'état liquide; mais il n'y a rien de bien précis à ce sujet. La dilatation, déjà si variable dans les liquides et les solides, suivant le degré de température auquel on opère, varie aussi considérablement d'un corps à l'autre. Les fluides aériformes se dilatent tous également et leur dilatation uniforme pour chaque degré du thermomètre, est égale à 0,375. La dilatation produit souvent un changement de forme; les solides deviennent fluides, ce qu'on nomme *fusion* pour les corps qui exigent une haute température, et *liquéfaction* pour les corps gras ou la glace. Les solides et les fluides prennent, à la suite de la dilatation, l'état aériforme : cette vaporisation s'opère subitement et toujours à des degrés constans de température.

Vaporisation par le calorique. — Les corps solides qui, par l'absorption du calorique, sont convertis en liquides, chauffés de nouveau, passent à l'état aériforme et s'évaporent. Les corps habituellement liquides donnent de la vapeur à toutes les températures et diminuent de poids, lorsqu'ils sont exposés à l'air dans des vases ouverts, *éther*, *alcool*, *eau*, etc. L'eau s'évapore même à l'état de glace, et l'on voit dans un temps sec et froid, la glace et la neige répandues dans la campagne finir par disparaître entièrement. Les liquides ne se vaporisent pas avec la même facilité. L'*éther*, l'*alcool* sont plus volatiles que l'eau qui l'est plus que le *mercure*. Il est donc de ces liquides qui, pour se vaporiser, exigent plus de calorique que les autres, de même que les sels différens exigent plus ou moins d'eau pour être dissous. A égalité

de température, l'évaporation à l'air est d'autant plus abondante, que le liquide présente plus de surface et que l'air est plus agité.

La vaporisation est beaucoup retardée par l'augmentation de pression. Les substances qui, sous la pression ordinaire de l'atmosphère, semblent passer tout-à-coup de l'état de solides à celui de vapeurs, peuvent par l'application d'une pression suffisante affecter l'état intermédiaire. Dans un milieu résistant, le temps nécessaire pour la vaporisation est plus ou moins long ; ce qui vient de l'obstacle mécanique que le fluide ambiant oppose à la dissémination des particules de vapeur entre les siennes propres, qui n'a lieu qu'à l'aide des nombreux interstices dont l'air est criblé. Sur les montagnes où la pression de l'air et moins considérable que sur le bord de la mer, l'eau bout et se vaporise plutôt. Si c'est la pression qu'on emploie pour retarder la vaporisation, les parois du vase doivent être asssez fortes pour résister à l'élasticité du liquide conteuu et saturé de calorique. *Marmite de Papin*, *machines à vapeur etc.*

La vaporisation est beaucoup facilitée par la diminution de la pression. Tous les corps habituellement liquides qui jusqu'à présent ont été essayés, se trouvant placés dans un espace vide (sous une cloche purgée d'air), commencent à bouillir et à émettre des vapeurs quand leur température est plus basse de 49° au moins que leur point de vaporisation sous la pression ordinaire de l'atmosphère. L'*éther* bout à 33° à l'air et à o degré dans le vide. L'eau bout à 100 deg. à l'air et à 30 dans le vide.

Etat des corps. Selon l'état dans lequel les corps existent à la température ordinaire et à la pression de l'atmosphère, on les dit *solides*, *li-*

quides ou gazeux. Ces divers états doivent être regardés comme des combinaisons définies, mais dans des proportions différentes des corps solides, liquides ou gazeux avec le calorique.

Selon l'effet que le calorique produit sur les corps, on les dit *fusibles*, lorsque par l'absorption du calorique, ils passent à l'état de liquide ; *infusibles*, lorsque malgré l'accumulation du calorique, ils conservent la forme solide. Ils sont *volatils*, lorsqu'ils peuvent être réduits en vapeurs à des températures peu élevées, *eau*, *alcool*, *soufre*, *etc.*, et fixes lorsqu'ils ne sont point volatils. Ces états ne sont que relatifs et il n'existe point de corps infusible, ou fixe. Tous peuvent se fondre et se réduire en vapeur à une température assez élevée, les corps gazeux n'étant que des combinaisons d'une base solide avec le calorique. On appelle *condensables*, ceux qui par la pression ou la soustraction du calorique, ou par ces deux moyens réunis, perdent l'état aériforme ; *fluides élastiques permanens*, ceux qui conservent leur forme, malgré l'emploi de tous les moyens pour la leur faire perdre.

Le calorique se combine avec les corps. Dans le passage d'un corps solide à l'état de liquide, ou d'un liquide à l'état aériforme, il y a une quantité considérable de calorique qui est absorbé et qui n'a plus d'influence pour élever la température. En mêlant parties égales d'eau à 75° et de glace ou de neige à 0°, on obtient de l'eau liquide à 0°; donc les 75° de chaleur ont été employés en entier pour fondre la glace, sans avoir aucune influence sur la température. Il semble qu'ici le calorique, en se combinant avec les corps perd la propriété d'échauffer, précisément comme les corps qui se combinent entre eux, perdent ordinairement

leurs propriétés individuelles. Pendant que les corps éprouvent les espèces d'expansion subite, ils restent à une température déterminée, celle nécessaire pour leur fusion ou leur vaporisation, jusqu'à ce que le changement soit complété dans toute la masse, et ce calorique, qui par son accumulation n'augmente pas la température, est dit *latent* ou mieux *combiné*.

Le calorique libre est celui qui manifeste sa présence dans un corps par une élévation sensible de température : cet effet est constant, quand les corps conservent leur forme d'agrégation ou éprouvent les espèces graduelles d'expansion.

Calorique absolu. La quantité totale de calorique contenu dans un corps quelconque est totalement inconnue.

Calorique spécifique. C'est la quantité respectivement nécessaire pour élever au même degré de température des corps de nature différente, ou dans des états différens. Le calorique spécifique s'évalue en mêlant un corps pris pour terme de comparaison , *(eau)* dont la température est plus élevée, successivement aux différens corps dont la température est plus basse et la température du mélange indique le calorique spécifiqne ; ou par les appareils de MM. de la Roche et Bérard pour les fluides élastiques ; ou pour le calorimètre de Lavoisier, et la quantité de glace fondue par un cops élevé à 75° de température est l'expression de son calorique spécifique.

La capacité pour le calorique est la propriété des corps de nature différente, ou à des états différens, d'admettre telle ou telle dose de calorique pour être élevés au même dégré de température.

L'incandescence est l'effet le moins général du calorique ; car elle est bornée à ces substances.

qui peuvent supporter la très-haute température nécessaire pour qu'elle se produise sans subir de décomposition ou de changement de forme : c'est la couleur *rouge* plus ou moins éclatante ou de nuances variées qu'une température élevée produit dans elles. On dit d'un *fer rouge* qu'il est *incandescent*.

Action du calorique sur l'affinité. Les différens corps, sans caloriqne, seraient tous également solides et compactes, tandis que sans l'attraction, ils seraient tous gazeux. L'attraction du calorique pour les corps est différente pour chacun d'eux. Il facilite l'union des corps en s'opposant à la cohésion : c'est aussi par cette dernière raison qu'il favorise la dissolution et augmente la puissance des dissolvans.

Action du calorique sur les êtres vivans. La vie animale et la végétation sont intimément liées au calorique et le mode particulier d'existence des corps organiques n'a lieu qu'avec une certaine température et une production de chaleur plus ou moins considérable, chaque climat maintenant les animaux et les végétaux qui lui sont propres. Les liquides qu'ils contiennent et dont la circulation est une condition nécessaire à la vie, deviendraient solides à o deg., si ces corps, souvent exposés à se trouver dans une température plus basse, n'avaient pas en eux-mêmes des moyens de produire une quantité de calorique qui puisse s'opposêr, jusqu'à un certain point, à un abaissement de température trop considérable. Ces moyens de production sont peu énergiques pour les végétaux, plus prononcés pour les animaux qui vivent à la surface de la terre, et les oiseaux qui vivent dans l'air sont pourvus d'organes spéciaux qui produisent du calorique sans cesse. Le calorique

produit la sensation de la chaleur et son action générale est stimulante. Les effets toniques apparens du froid extérieur, des lotions et des bains froids, qui paraissent en contradiction avec l'action sédative du froid, s'expliquent par l'effet du passage du calorique dans les organes.

La soustraction du calorique ou diminution de température ne peut jamais être totale ; car la glace finit par disparaître dans le vide, et on reconnaît qu'elle s'y évapore encore à la température de 40° au-dessous de zéro.

Effets généraux de la soustraction du calorique. — Diminution de volume. — Tous les corps, en se refroidissant, diminuent de volume, et lorsqu'ils sont revenus à la température qu'il possédaient avant leur dilatation par le calorique, ils ont repris le volume qu'ils avaient alors. Si on les refroidit davantage, ils diminuent encore de volume et cela indéfiniment, d'après les connaissances actuelles. La contraction, dans certaines circonstances, peut produire une rupture dans les corps. Des barres de fer, placées dans les fortes chaleurs de l'été et solidement fixées par les extrémités dans les murailles, contractées dans l'hyver, font effort pour rapprocher les murailles, qui cèdent si elles sont faibles, et si elles sont très-résistantes, les barres finissent par se trouver désunies.

Sensation de froid par le contact de divers corps. — La sensation de froid que nous éprouvons au contact des corps de diverse nature, est due à la faculté conductrice des corps. Si dans l'été et à l'ombre, nous touchons un morceau de fer, nous éprouvons une sensation de froid plus ou moins forte, parce que le fer, qui est un bon conducteur, enlève promptement à la main, du calorique qu'il

communique à toute la masse. La sensation du froid est très-remarquable lorsqu'on plonge la main dans un bain de mercure qui se trouve à la même température que les corps environnans, parce que ce métal liquide est meilleur conducteur que la plupart des corps que nous touchons habituellement.

Sensation de froid par la dissolution ou par les frigorifères. . . . .—Toutes les fois qu'un corps solide passe à l'état liquide, il y a abaissement de température dans les corps environnans; la glace qui fond dans la main, fait éprouver un froid assez vif, en dérobant du calorique à la main, pour passer à l'état liquide. Le sel que l'on fait fondre dans l'eau, en abaisse la température en lui dérobant du calorique pour passer à l'état liquide. En mêlant ensemble du sel marin et de la neige ou de la glace pilée, il se produit un froid considérable : Le sel pour se fondre, absorbe du calorique, et la neige pour passer à l'état d'eau, en absorbe aussi beaucoup. Les glaciers se servent de ce mélange pour faire congeler diverses substances liquides, et les ramener à l'état où nous les voyons. dans ce qu'on nomme *les glaces*. La neige projetée en certaine proportion dans une quantité donnée d'acide nitrique ou sulfurique, produit un abaissement de température considérable.

La soustraction de calorique influe sur l'affinité. —Un liquide saturé à froid d'un sel, lorsqu'il est chauffé, en dissout une nouvelle partie, et il se forme un nouveau point de saturation. Le calorique, dans ce cas, diminue la force de cohésion du sel, et augmente l'affinité mutuelle du sel et de l'eau. Sa soustraction occasionnera un effet inverse, augmentera la cohésion, retardera la solution, ce qui

fait sentir l'influence de la température sur l'affinité.

La température est diminuée dans la raréfaction. — Dans la diminution de densité des gaz il y a une diminution de calorique, parce que les molécules de ces gaz, pour rester plus éloignées entre elles et occuper un volume plus considérable, enlèvent du calorique aux corps environnans.

La température est diminuée dans la liquéfaction. — On voit, plus haut, que la dissolution des sels dans l'eau ou la liquéfaction, occasionne un abaissement de température.

La température est diminuée dans l'évaporation. — Dans un passage de liquide à l'état de fluide aériforme, ce corps absorbe du calorique et en prend nécessairement à tout ce qui l'environne : par conséquent il y a abaissement de température pour les corps en contact. Une boule de thermomètre étant plongée dans l'éther ou un liquide facilement évaporable, on voit le liquide du tube thermométrique descendre considérablement vers zéro.

L'évaporation de la petite couche d'eau qui reste sur le corps lorsqu'on sort du bain, fait éprouver un instant après, une sensation de froid. C'est par une raison semblable qu'on éprouve un degré de froid assez fort lorsqu'on verse sur la main quelques gouttes d'éther ou d'alcool ; qu'on rafraîchit l'eau dans les pays chauds, en la tenant dans des vases assez poreux *(alcarazas, hydrocérames)*, pour qu'une partie suinte à travers et forme continuellement à la surface une petite couche d'humidité, qui, en s'évaporant, enlève du calorique au vase et au liquide qu'il renferme. C'est le froid produit dans un liquide par l'évaporation qui a lieu à sa surface, qui a fourni l'heureuse idée de

produire la congélation de l'eau dans un atmosphère dont la température est beaucoup en-dessus de celle où la glace se forme naturellement.

Augmentation du calorique ou élévation de température. — moyens mis en usage pour augmenter la température. — Rassemblement des rayons solaires par la lentille. — Les rayons du soleil réunis au foyer d'un verre doublement convexe, embrasent les corps et fondent les métaux les plus durs.

Rassemblement des rayons solaires par le miroir ardent. — On appelle ainsi des miroirs concaves avec lesquels on réunit les rayons du soleil pour embrâser des substances combustibles. Ils sont en métal ou en glaces étamées : ces derniers sont plus fragiles, mais ils réfléchissent plus de chaleur et conservent mieux le poli qu'ils ont reçu. On peut aussi faire un miroir ardent avec un grand nombre de petits miroirs plans qui sont mobiles et qu'on incline à volonté pour diriger les rayons du soleil vers un seul point. Buffon en a fait un qui brûle du bois à 200 pieds, fond l'étain à 150 et le plomb à 140; ce ne peut être qu'avec un pareil miroir composé, mais à très-grandes dimensions, qu'Archimède ait consumé la flotte romaine au siége de Syracuse.

Rassemblement des rayons solaires par les enveloppes. — L'action naturelle des rayons solaires ne dépasse guère 49° de chaleur : on peut la porter à plus de 100° en enveloppant les corps exposés au soleil, de matière noire et non conductrice : on peut hâter ainsi la maturité des fruits, en plaçant derrière eux une étoffe de laine noire.

Augmentation de chaleur par l'électricité. — On enflamme l'éther ou de l'alcool contenu dans un vase de métal un peu large, en suspendant au

conducteur une tige arrondie sous laquelle on apporte la surface du liquide et l'étincelle qui part de la boule suffit pour l'enflammer. On enveloppe une des boules de l'excitateur avec du coton et de la colophane en poudre qui s'allument, quand on emploie cet instrument pour décharger une bouteille de leyde. Dans tous les cas où les deux fluides électriques opposés se réunissent, il se produit une certaine quantité de calorique, qui peut aller jusqu'à fondre des fils métalliques. Ainsi, un fil de fer d'un très-petit diamètre est établi entre deux pinces arrondies : l'extrémité de la 1.re est appuyée contre la garniture extérieure d'un bocal, pendant que l'autre se trouve en contact avec l'une des branches de l'excitateur. On fait passer l'étincelle au travers des pinces et le fil de fer se fond en petits globules noirs qui sont à l'état d'oxide. On foudroye des animaux en les attachant sur la tige qui sert de communication entre le conducteur et la surface intérieure d'un bocal : on charge bien l'appareil, on porte un des boutons de l'excitateur sur la garniture extérieure du vase et l'autre sur la tête de l'animal qui périt aussitôt.

Augmentation du calorique par le frottement. — Le frottement exprime le calorique intérieur des corps solides ou mous. Chacun sait que l'hiver on réchauffe ses mains par le frottement et que les scies et les vrilles s'échauffent sous la main de l'ouvrier qui en fait usage. Les sauvages se procurent du feu en frottant avec vivacité deux morceaux de bois dont l'un très-dur, l'autre très-poreux. Les métaux que l'on fait passer au laminoir s'échauffent considérablement. Les roues des voitures s'enflamment quelquefois dans une course rapide. Les liquides et les fluides élastiques ne pro-

duisent point de calorique, même par le frottement sur un corps dur. L'eau qui s'échappe avec tant de violence par l'ajutage d'une pompe à incendie, ne produit point de calorique.

Augmentation du calorique par la percussion. — Une barre de fer froide, soumise à une forte percussion, s'échauffe graduellement et devient incandescente. Une balle de plomb que l'on applatit sous le marteau, s'échauffe au point de ne pouvoir plus être tenue dans la main. En frappant vivement un caillou avec l'acier, nous nous procurons journellement du feu : l'amadou s'enflamme, le fer s'oxide et se vitrifie.

Augmentation de calorique par la condensation. — On a vu que l'air, en se dilatant, abaissait la température des corps voisins : lorsqu'on le comprime, il doit donc les échauffer. C'est sur ce principe qu'on a construit le briquet pneumatique. On met au fond un peu d'amadou imprégné de nitrate de plomb et séché : on pousse rapidement le piston; comme la compression est forte, la température s'élève à un assez haut degré pour que l'amadou s'enflamme, mais il faut que l'action exercée soit rapide, parce que la chaleur développée se dissiperait à mesure par l'instrument même qui est bon conducteur. Toutes les fois que deux corps s'unissent en prenant plus de densité qu'auparavant, il y a dégagement de calorique : l'acide sulfurique concentré et l'eau produisent en se mêlant beaucoup de chaleur.

Augmentation de calorique par combustion. — Dans toute combustion il se développe de la chaleur, mais en plus ou moins grande quantité. C'est en combinant l'oxigène avec des combustibles(charbon, bois etc.), que nous produisons les divers degrés de chaleur qui nous sont nécessaires.

Evaluation de la température. — La température s'estime relativement d'après nos sensations et absolument à l'aide d'instrumens variés. Le *thermomètre* indique la température par l'expansion qu'une certaine masse de fluide éprouve par l'addition du calorique et par la condensation de ce même fluide, si le calorique est soustrait.

Thermomètre au mercure. — Le mercure, à cause de l'uniformité de son expansion, offre le thermomètre le plus exact; mais pour les températures auxquelles le mercure se congèlerait, il faut employer celui de l'alcool.

Thermomètre à l'alcool. — Le thermomètre à l'alcool coloré est usité pour les basses températures et surtout celles qui approchent ou qui sont au-dessous du 39° centig., point auquel le mercure se congèle. A partir de ce point jusqu'à + 78° cent., il n'est pas aussi exact que celui au mercure, et il n'est point propre à indiquer une chaleur plus grande, parce que c'est à ce degré que l'alcool bout sous la pression ordinaire, et alors il n'est contenu dans le tube que par la résistance que les parois de celui-ci opposent à la vapeur alcoolique. Le thermomètre à alcool employé pour mesurer les degrés de froid, pour plus d'exactitude, doit être divisé avec soin sur le thermomètre à mercure, dans les températures où il peut marquer encore, et divisé au-delà indéfiniment en supposant la dilatation ou contraction constante.

Thermomètre à l'air. — On se sert quelquefois d'un thermomètre à air pour faire voir de très-légères variations de température.

Pyromètre. — L'action du pyromètre de Welgwood, dont on fait usage pour la mesure de très-hautes températures, dépend du retrait de l'argile à ces températures, retrait que l'on suppose per-

manent et uniforme, mais qui ne l'est point : aussi cet instrument n'a-t-il pas la précision exigée pour les expériences de physique et de chimie.

DU FLUIDE ÉLECTRIQUE OU DE L'ÉLECTRICITÉ.

On entend par électricité un fluide que l'on suppose être, par sa décomposition, la cause des attractions et des répulsions que les corps éprouvent dans un grand nombre de circonstances, sans qu'on puisse les attribuer ni à l'attraction générale, ni au calorique, ni à une contraction organique, seules causes de mouvement que nous connaissons. Il fait une impression semblable à celle d'un vent frais : on lui attribue aussi une odeur comparable à celle du phosphore, la propriété d'enflammer les matières combustibles, de produire quelquefois des commotions violentes, les lueurs brillantes, les étincelles sans combustion, qui ont lieu même dans le vide.

Le fluide électrique est composé de deux fluides simples. Dans cet état de combinaison, il ne jouit d'aucune propriété qui le rende susceptible de tomber sous les sens. Les phénomènes électriques ne se manifestent que quand ce fluide composé se résout en ses deux élémens : le positif ou vitré, le négatif ou résineux. Le premier a une saveur acescente, rougit le papier de tournesol humide, forme un faisceau lumineux. Le négatif a une saveur brûlante et presque alcaline, et lorsqu'il s'échappe par une pointe, on n'aperçoit qu'un simple point lumineux.

La combinaison de ces fluides paraît toujours exister à la surface des corps et former autour d'eux une sorte d'enveloppe ou d'atmosphère : on n'en découvre jamais de traces dans l'intérieur,

mais c'est la pression de l'air qui retient l'électricité, car dans le vide elle s'échappe à travers l'espace.

L'électricité est aussi répandue dans toute la masse du globe.

Dans la décomposition de l'électricité, les corps qui contiennent un fluide attirent les autres corps non électrisés ou qui contiennent le fluide opposé. Cette attraction s'exerce à distance : elle suit la loi de la raison inverse du carré de cette distance : elle doit être très-puissante, car elle est très-sensible, même entre des corps très-petits. Deux corps contenant le même fluide, soit positif, soit négatif, se repoussent avec une force qui décroit comme croit la distance.

L'électricité se meut dans les molécules des corps et à leur surface, avec des degrés de facilité variés : si elle n'éprouve aucun obstacle sensible, les corps sont dits *conducteurs*, parce qu'ils la conduisent bien, ou *non électriques*, parce qu'ils ne la retiennent pas long-temps. Si elle éprouve une grande difficulté pour se propager à la surface des corps, ils sont dits *isolateurs*, parce qu'ils s'opposent à son passage; *électriques*, parce qu'ils s'électrisent bien par frottement et qu'ils conservent cette propriété quelque temps. La conductibilité du fluide électrique varie à l'infini et tous les corps paraissent s'électriser par frottement. On croit que l'électricité répandue dans l'atmosphère provient du frottement de l'air contre lui-même et contre les nuages. Les métaux, le charbon calciné, l'eau et en général tous les liquides (huiles exceptées), sont de bons conducteurs. Les résines, les gommes, la cire d'espagne, la soie, le soufre, les pierres, le verre, les oxides, l'air et les autres gaz analogues, sont de mauvais conducteurs.

Electricité par frottement. — Toutes les fois que deux corps viennent à se frotter l'un contre l'autre, il se développe de l'électricité, mais elle se rend à la terre, qui en est le réservoir commun, à moins que les corps conducteurs ne soient placés sur des corps qui la retiennent et l'empêchent de s'écouler dans le sol. La machine qui développe le mieux et le plus abondamment l'électricité, est une roue ou un cylindre de verre qui se tourne par une manivelle et qui frotte contre des coussins de crin, recouverts d'or musif, *deutosulfure d'étain*, ou d'un amalgame d'une partie de zinc, une d'étain et deux de mercure incorporé avec un peu de graisse. Les coussins communiquent avec la terre. Au-devant de la plaque ou du cylindre de verre se trouvent placés des conducteurs métalliques supportés par des pieds de verre ou de résine qui les isolent : ces conducteurs, qui condensent et retiennent l'électricité, d'autant plus qu'ils sont longs et minces, portent des pointes du côté du verre, dont la plus grande distance doit être d'un pouce, et l'extrémité opposée se termine par une boule assez forte.

Le frottement sépare les deux électricités : le verre s'empare de l'électricité positive des coussins, et l'électricité négative auparavant unie à la positive s'échappe des coussins dans le sol. L'électricité positive que le frottement accumule dans le verre est neutralisée par l'électricité négative qui aflue des pointes et du conducteur, dans lequel une quantité correspondante d'électricité positive se trouve mise en liberté.

Si on isole les coussins et qu'on mette le conducteur en rapport avec la terre, il se charge d'électricité négative. Avec la même machine on obtient donc à volonté du fluide positif ou du fluide né-

gatif, suivant qu'on isole le conducteur ou le frottoir : si on isolait les deux, il ne se développerait qu'une électricité très-faible, parce qu'il n'y aurait plus d'écoulement pour l'électricité contraire à celle du conducteur et qui se trouverait libre. La décomposition ne pouvant s'opérer, les phénomènes ne seraient pas ou ne seraient que très-peu apparens.

Une lame de verre placée entre deux feuilles métalliques, les isole l'une de l'autre, mais n'empêche pas l'influence réciproque de leur électricité. C'est par ce moyen qu'on retire l'électricité du conducteur et qu'on la transporte facilement. On a une bouteille de verre qu'on revêt de feuilles d'or ou d'étain à l'extérieur et à l'intérieur, jusqu'à deux ou trois pouces de l'ouverture, dont le pourtour reste libre. Cette ouverture est fermée avec un bouchon de liége traversé par une tige métallique, dont l'extrémité inférieure touche à l'armature interne de la bouteille et dont la supérieure porte une petite boule en laiton qui fait saillie hors du vase. Quand on suspend cette *bouteille de leyde* à un conducteur électrisé, il s'accumule sur un des côtés un excès du fluide positif, et sur l'autre un excès de fluide négatif. Si alors on établit une communication, par le moyen d'un corps conducteur, entre les armatures métalliques des deux côtés, on voit une étincelle se manifester avec un vif pétillement. Elle est produite par les deux fluides accumulés sur les deux côtés du corps non conducteur, qui se mettent en équilibre avec violence pour produire l'électricité composée ou insensible. En réunissant plusieurs de ces bouteilles, électrisant en même temps leurs armatures intérieures, et faisant communiquer ensemble toutes les extérieures, on a la *bat-*

terie électrique, à l'aide de laquelle on peut foudroyer des chiens, des chats, suivant le nombre et la grandeur des bouteilles.

Toute commotion, toute étincelle est accompagnée d'élévation de température et peut allumer des corps inflammables. Avec de fortes batteries on enflamme du bois, on fait rougir et fondre des fils métalliques.

Electricité par changement de température. — Diverses espèces de tourmaline, la mésotype, la topaze, la prehnite, l'oxide de zinc, etc., exposés au feu, deviennent électriques, et le point dans lequel la chaleur développe du fluide positif, devient négatif par le refroidissement.

Divers corps, à l'instant de leur fusion, ou en prenant l'état solide, donnent des signes sensibles d'électricité. L'eau en se congélant, la glace en repassant à l'état solide, la cire, la cire d'espagne, les résines, le soufre, etc., en se refroidissant deviennent électriques.

La partie d'un liquide qui s'évapore est électrisée négativement, tandis que celle qui conserve encore l'état liquide, l'est positivement. Dans les gaz, au contraire, c'est la partie qui reste gazeuse qui est électrisée positivement et la partie condensée l'est négativement.

Electricité par contact. — Deux corps hétérogènes, isolés, en contact l'un avec l'autre, donnent après leur séparation des signes d'électricité libre, dont l'intensité répond à la puissance de l'affinité chimique; ceux qui ont l'affinité la plus puissante pour l'oxigène acquièrent toujours l'électricité positive. On se sert ordinairement de zinc et de cuivre. Le premier, en contact avec du cuivre, cède de l'électricité négative : le cuivre, dans le même cas, cède du fluide positif, et par la neutralisation

de ces électricités contraires, quand on sépare les plaques, on trouve libre dans le zinc l'excès positif et le négatif dans le cuivre.

Si avec ces métaux, électriques par contact, on introduit un liquide ou des disques de carton imbibés de ce liquide, et qu'on entasse plusieurs couches de ces trois corps les unes sur les autres, zinc, cuivre, carton mouillé, etc., qu'on termine par un disque de cuivre, il en résulte une *pile électrique* ou *voltaïque*, dans laquelle l'intensité des phénomènes électriques augmente en raison des surfaces et du nombre des paires de disques. Elle donne des commotions, produit des étincelles en se déchargeant, et décompose les liquides à travers lesquels la décharge s'opère.

On emploie toujours de l'eau, mais comme elle agit faiblement et que les effets croissent en proportion de la rapidité avec laquelle un liquide conduit l'électricité, on ajoute des sels, des acides, souvent des uns et des autres, et on augmente l'activité de la pile d'une manière notable. L'action devient encore plus forte si la substance ajoutée à l'eau est facile à décomposer et l'acide nitrique donne la charge la plus forte, mais son action se dissipe promptement. L'acide hydrochlorique agit avec moins de force, mais ses effets sont plus durables. Les solutum salins agissent plus faiblement que les acides, mais leur action est plus durable. Le chlorure de sodium (sel marin), dissous dans de l'acide acétique aqueux (vinaigre), agit d'une manière puissante, et c'est de lui qu'on se sert le plus généralement. L'action de la pile est d'autant plus forte, que la couche de liquide interposé entre les disques est moins épaisse.

On construit la pile en soudant ensemble des plaques de zinc et de cuivre, car si elles n'étaient

pas soudées, le liquide exprimé des cartons pénètrerait entre les disques eux-mêmes, ce qui affaiblit beaucoup l'effet de la pile. Chaque disque est appelé élément : l'assemblage de deux élémens a reçu le nom de paire. On ne doit pas trop employer de paires de disques dans cette direction verticale, parce que la pression, devenue trop considérable, exprime le liquide des cartons inférieurs. Si l'on veut une plus grande force, on construit plusieurs petites piles et on met leurs pôles opposés en communication par le moyen de *fils* métalliques. Il faut débarrasser les plaques métalliques de la couche d'oxide qui recouvre leur surface et en arrête l'action.

Dans la pile à auges, les plaques plongent immédiatement dans le liquide, et l'on n'emploie ni carton ni drap. Chaque paire de disque est formée d'une lame de zinc enchassée dans une lame de cuivre pliée en deux, et tient par une large bande de cuivre, vissée à une barre en bois vernissé. Toutes les paires de disques, faites de la même manière, tiennent par le même mode au même morceau de bois, et par ce moyen se mettent et se retirent toutes à la fois. La cuve est divisée en compartimens, entourés d'un mastic non conducteur, si elle est en bois, et chaque paire de disques entre dans un compartiment particulier.

Il n'est pas de substance composée dont une forte pile ne puisse désunir les élémens, et son énergie décomposante, augmente avec le nombre de paires de plaques et dans la même proportion que s'accroît la surface du liquide. Quel que soit le nombre des paires, les deux élémens extrêmes ont des quantités égales d'électricité et de signe contraire. Les réactifs les plus sensibles ne sont pas affectés par le passage des substances décom-

posées et soumises au courant électrique. L'acide sulfurique traverse la teinture du tournesol sans la rougir, l'ammoniaque et la potasse sans s'y unir.

Quand on met les deux fils attachés aux extrémités d'une pile, en contact avec le corps qu'on veut décomposer, les molécules du corps se mettent dans un état opposé d'électricité ; les négatives se portent au fil positif et les autres au fil négatif.

L'électricité favorise la transpiration des animaux, l'évaporation des liquides et leur écoulement dans les tubes capillaires, ranime le jeu des fibres engourdies. On l'a souvent employée pour rendre le mouvement aux membres paralysés. On cite quelques guérisons ; mais rarement le succès répond à l'espérance du médecin et du malade. Pour éviter l'enthousiasme et les préventions injustes, une commission qui cherche la vérité, s'occupe en ce moment de l'électricité médicale. Le corps humain en contient, l'atmosphère nous en transmet et nous en retire à chaque instant ; notre électricité naturelle est excitée par la chaleur du sang et par le frottement des parties solides ou fluides qui constituent nos organes : nous sommes faibles et moins agiles dans un temps pluvieux, lorsque l'humidité de l'air absorbe une certaine quantité de fluide électrique qui nous est propre. Les personnes à tempérament froid se trouvent bien de l'air sec et fortement électrique des montagnes, des frictions et des vêtemens de laine ou de poils appliqués sur la peau, et dont le frottement excite l'électricité. D'après ces aperçus, puisque nous sommes sans cesse sous l'influence électrique, tout porte à croire que l'art de guérir en peut tirer quelque avantage, mais rien n'est encore bien prouvé.

L'électricité agit aussi sur les végétaux : des plantes électrisées poussent, toutes circonstances égales d'ailleurs, des branches et des boutons plutôt que d'autres de même espèce qu'on laisse dans leur état naturel. La germination des graines électrisées est aussi plus rapide.

COURS
DE
PHARMACIE.

DE LA COMBINAISON.

La combinaison est le résultat de l'union intime des molécules de deux corps hétérogènes au moins, opérée en vertu de l'attraction d'affinité. Les propriétés respectives changent, couleur, odeur, saveur, solubilité et action sur l'économie animale.

Plusieurs circonstances sont nécessaires pour produire l'union chimique des corps : 1.° l'affinité des corps en présence; 2.° les molécules respectives doivent être en contact effectif; 3.° la force d'affinité qui les attire doit être plus grande que les causes qui s'opposent à cette action.

L'attraction d'agrégation ou la cohésion étant une des principales causes qui s'opposent à la combinaison, on la surmonte à l'aide de la division mécanique, ou on la détruit par l'influence du calorique, lorsqu'on veut combiner deux corps solides. A quelques exceptions près, qui ont lieu lorsque les corps ont un grand degré d'affinité

l'un pour l'autre, les corps ne peuvent s'unir s'ils n'ont été liquéfiés ou du moins l'un d eux, ou ce qui est la même chose, si leur force de cohésion n'a été détruite.

La combinaison de quelques gaz a lieu lors de leur simple mélange, mais le plus souvent ils ne se combinent que lorsqu'on élève leur température à un degré suffisant pour leur inflammation, soit au moyen de l'étincelle électrique, soit par le contact d'un corps en ignition.

La combinaison est facilitée par l'augmentation des points de contact réel, par le moyen de l'agitation mécanique, de la condensation et de la compression.

Plusieurs phénomènes se manifestent au moment où les corps entrent en combinaison. Il y a tantôt dégagement de lumière et de chaleur, tantôt seulement dégagement de chaleur sans lumière, mais jamais dégagement de lumière sans chaleur. Quelquefois aussi il y a production de froid.

Indépendamment de ces phénomènes plus ou moins apparens, il en existe d'autres qui ne sont pas aussi faciles à constater et qui exigent beaucoup d'appareils particuliers : ce sont les phénomènes électriques qui sont une conséquence générale de l'union des corps entre eux. Il est pourtant quelques circonstances où l'affinité peut être modifiée par l'état électrique des corps mis en présence les uns des autres.

Suivant leur degré d'affinité entre eux, les corps peuvent fournir deux genres de combinaison :

1.° Ceux qui jouissent d'une grande affinité l'un pour l'autre, ne se combinent qu'en un petit nombre de proportions fixes, dont les rapports sont toujours simples entre les quantités pondérables ou le volume : 100 parties de cuivre absorbent 1/8

d'oxigène pour le protoxide, et 1/4 pour le deutoxide. Deux volumes d'hydrogène en exigent un d'oxigène pour former de l'eau. Trois volumes d'hydrogène et un d'azote constituent l'ammoniaque.

2.° Dans les combinaisons qui résultent d'affinité faible, les corps peuvent s'unir en proportions variables, du moins entre les limites où leur combinaison peut s'effectuer, mais alors les propriétés du composé sont peu différentes de celles des composans : c'est ce qu'on observe dans l'action de l'eau sur le sucre et le sel marin. Ces derniers corps communiquent leur saveur particulière à ce liquide, et ce solutum peut être regardé comme une combinaison faible d'eau avec le sucre ou le sel.

Lorsque par l'effet de la combinaison les corps ont été unis et qu'ils jouissent d'une grande affinité l'un pour l'autre, il n'est plus possible de les séparer qu'en mettant le composé qui en est résulté en contact avec un troisième corps qui ait plus d'affinité pour l'un des deux corps que ceux-ci n'en ont l'un pour l'autre. C'est ce qu'on pratique lorsqu'on fait l'analyse d'un corps composé.

Il arrive souvent qu'un composé ne peut être décomposé par deux corps pris séparément, mais si l'on prend leur combinaison et qu'on la mette en contact avec le composé sur lequel on veut opérer, les élémens constitutifs des deux composés se séparent, se combinent dans un autre ordre, d'où résultent deux nouveaux composés. C'est à ce genre d'attraction réciproque qu'on donne le nom de double décomposition.

L'affinité des corps est quelquefois influencée par les quantités mises en présence, la force expansive des uns et la cohésion des autres. Ainsi

un corps binaire dont les élémens auraient beaucoup d'affinité l'un pour l'autre, peut, dans certaines circonstances, être en partie ou entièrement décomposé par un autre corps qui aurait moins d'affinité qu'en ont les deux premiers. Ce cas se présente lorsque le troisième corps est en excès par rapport au composé ou qu'il peut former avec l'un des corps un composé plus fixe.

Dans la combinaison on envisage les corps comme unis atôme à atôme ou plusieurs atômes. Quoique la séparation des atômes ne puisse pas avoir lieu, cette formation est on ne peut plus vraisemblable, parce que la combinaison a toujours lieu dans un rapport simple; une masse quelconque d'un corps se combine avec une masse d'un autre corps dans des proportions différentes, fixes, multiples, pour former plusieurs composés : les gaz se combinent les uns avec les autres dans des rapports simples : soumis à l'action de la chaleur ou à celle d'une pression égale, les gaz se dilatent de la même manière, se contractent d'une même quantité, et cette uniformité dans les effets produits, porte à croire que les molécules sont placées à la même distance dans tous les gaz et que sous des volumes égaux ils renferment le même nombre, la même quantité d'atômes: tous les corps seraient gazéifiés si on leur appliquait le calorique nécessaire et la contraction des gaz étant la même à la même pression, on peut regarder les corps solides comme des gaz contractés également à la pression de l'atmosphère.

Pour trouver le poids de l'atôme d'un gaz simple, on le compare à celui de l'oxigène pris pour unité, en divisant sa densité respective par celle de l'oxigène, puisque le nombre qui exprime sa densité est le poids de ce corps sous le même volume.

Le poids de l'atôme de l'oxigène étant supposé égal à 100,000, en établissant cette proportion pour l'hydrogène, on a 100,0000, poids supposé de l'atôme d'oxigène, est à x poids inconnu de l'atôme d'hydrogène, comme 1,1026 densité de l'oxigène est à o 0,0688 densité de l'hydrogène. En multipliant la densité de l'hydrogène par le poids de l'atôme d'oxigène, et divisant par la densité de l'oxigène, on obtient 6,23 pour l'atôme d'hydrogène. L'eau étant formée d'un volume d'oxigène et de deux volumes d'hydrogène, sa composition résultera d'un atôme d'oxigène 100 et de deux atômes d'hydrogène, c'est-à-dire 6,23 multiplié par 2 ou 12,46. L'atôme des autres corps gazeux a été déterminé comme celui de l'hydrogène.

Quant à celui des corps solides, on l'a déduit soit des composés gazeux dans lesquels ils entrent, soit des combinaisons solides qu'ils produisent, en se basant sur les analyses les plus récentes et les plus récentes de leur combinaison avec l'oxigène.

Le poids des atômes composés se déduit facilement de la somme des atômes simples pris autant de fois qu'ils entrent dans la combinaison.

DE L'AIR ATMOSPHÉRIQUE.

On a donné le nom d'air à un fluide gazeux particulier qui enveloppe le globe terrestre de toutes parts, le suit dans sa révolution autour du soleil et l'accompagne même dans son mouvement de rotation diurne sur son axe incliné.

Hauteur de l'atmosphère. L'estimation en est variable et indéterminée: elle est de 38000 toises d'après les réfractions; de 54000 toises d'après l'ombre qu'elle

produit sur la lune dans le temps des éclipses de cet astre: de 270 lieues, d'après les aurores boréales et les calculs de *Mairan*; de 16 lieues d'après le baromètre, et c'est l'opinion commune: mais comme l'air est très-compressible, sa densité diminue à mesure qu'il s'éloigne de la terre. Comme il existe d'autres globes vers lesquels l'air gravite, on doit placer les bornes de l'atmosphère aux points indéterminés où l'air cesse de peser vers la terre et pèse vers les autres globes.

L'air est fluide ; car toutes ses parties sont mobiles et ne sont enchaînées par aucune attraction.

L'air est un fluide permanent; car on ne connaît pas de froid ni de compression, capables de le faire passer à l'état de solide ou de liquide.

L'air est pesant.—On peut s'en assurer en comparant successivement le poids d'un ballon rempli d'abord d'air ordinaire et ensuite d'air comprimé : en mettant en communication avec l'atmosphère un ballon dans lequel on a d'abord fait le vide. Celui-ci pèse moins que celui plein d'air, et celui rempli d'air comprimé pèse le plus.

La pression de l'air à la surface de la terre n'est pas sensible pour nos organes qui l'éprouvent également dans tous les sens au dehors comme dans l'intérieur, ce qui nous empêche d'en ressentir les effets. Mais l'ascension des liquides dans les tubes, où l'on fait le vide au moyen de pompes et la hauteur variable du mercure dans le tube barométrique etc., sont des preuves de cette pression. Au niveau des eaux de la mer, elle est égale à une colonne de mercure de $0^{\text{mèt.}},76$ ou environ 28 pouces de hauteur ou 32 pieds d'eau, et diminue à mesure qu'on s'élève dans les régions supérieures, ce qu'annonce encore le baromètre, dont le mercure diminue de hauteur. Comme cette

pression se contrebalance exactement partout, on la rend très-sensible en rompant son équilibre et faisant le vide avec la machine pneumatique dans un vase qu'on ne peut plus soulever qu'avec beaucoup de peine; car il est alors chargé d'un poids égal à celui d'une colonne de mercure qui aurait 28 pouces de hauteur. Elle a lieu latéralement, car une bouteille qui porte un petit canal sur le côté, ne se vide pas quand elle est bien fermée, parce que la pression latérale de l'air s'oppose à l'écoulement du liquide. Un tonneau plein, percé latéralement par une vrille, ne laisse rien couler lorsqu'il n'est point ouvert à la partie supérieure. La pression de l'air s'exerce aussi de bas en haut et on le prouve en renversant un verre plein d'eau qu'on a couvert d'une feuille de papier sur laquelle on appuye la paume de la main. Ce liquide est soutenu par l'air qui presse sur le papier et celui-ci empêche que l'air ne se glisse entre les colonnes de l'eau, pour s'élever au sommet du vase d'où il précipiterait l'eau par son ressort.

La pression de l'air est variable de 70 à 79 centimètres, et la cause nous en est inconnue.

L'air est compressible puisqu'il peut diminuer de volume et être resserré dans un plus petit espace. Sa densité augmente alors puisque le même volume contient un plus grand nombre de parties. Le volume de l'air est en raison inverse des poids qu'il supporte. Les fusils à vent nous en fournissent la preuve. De là on doit conclure aussi que les couches inférieures de l'air sont plus denses que les autres, non seulement à cause des vapeurs et des exhalaisons qui s'y trouvent, mais encore parce qu'elles sont resserrées par le poids des couches supérieures. Exposé à une pression forte et subite, il s'échauffe et devient lumineux.

L'air est élastique, car, après avoir été soumis à l'action d'une force quelconque, il se rétablit dans son premier état lorsqu'elle cesse de le comprimer. La fontaine de compression et les machines à vapeur dont l'usage est si avantageux et dont l'emploi augmente tous les jours, nous le prouvent.

L'air est invisible en petites masses, car on ne voit aucune différence extérieure entre un vase plein d'air et un autre vide d'air : en grandes masses, la déviation et la réflexion des rayons lumineux rendent l'air plus ou moins visible et le teignent même en bleu.

L'air est inodore et insipide. S'il est odorant ou sapide, c'est à un très-petit degré et l'habitude nous y rend insensibles.

L'air est impénétrable : il s'échappe des vases qui le renferment lorsqu'on vient à y plonger un autre corps, et si c'est un liquide qu'on veuille faire entrer dans un vase plein d'air, en y plongeant le vase, l'ouverture en bas, il n'y entre que partiellement, parce que l'air est compressible. La cloche du plongeur nous donne la mesure de cette propriété.

L'air est conducteur des sons qui établissent de si importans rapports entre tous les êtres, par son élasticité.

L'air est conducteur de l'électricité, mauvais, quand il est sec; bon, quand il est chargé d'eau en vapeurs. Soumis long-temps à l'action de l'électricité, l'air, avec addition d'eau ou d'une base salifiable, se convertit partiellement en acide nitrique.

L'air est conducteur de la lumière qui se réfracte en le traversant.

L'air est conducteur du calorique qui le dilate de 1/266 par degré thermomètrique.

L'air est le seul soutien de la vie des animaux et de la combustion, par un de ses principes, le gaz oxigène, seul capable de servir à la respiration et de déterminer la combustion en se combinant avec les autres corps; mais les corps n'y peuvent brûler et les animaux n'y peuvent respirer que pendant un certain temps, parce qu'en absorbant plus ou moins d'oxigène, ils privent l'air de cette propriété.

La composition de l'air est de 0,21 d'oxigène; 0,79 d'azote; d'une quantité variable d'acide carbonique, mais infiniment petite; d'eau en vapeurs en quantité très-variable; de petits corps très-légers qu'on voit flotter à travers un rayon de lumière et dont la quantité est inappréciable par nos instrumens, et accidentellement de tous les corps gazeux.

L'oxigène et l'azote sont dans l'air à l'état de simple mélange et non combinés; l'expérience a prouvé que tous les gaz composés ont un pouvoir réfringent plus grand ou plus petit que celui de leurs élémens : comme l'air en possède un qui est en rapport avec les quantités d'azote et d'oxigène que l'analyse y démontre, on doit en conclure que l'air est un mélange de ces deux gaz, puisque, dans son action sur la lumière, il se comporte comme les gaz qui sont mélangés et non combinés.

On prouve la présence et la qnantité d'oxigène de la manière suivante : on fait chauffer du mercure dans un mâtras de verre rempli d'air et communiquant par le moyen d'un tube recourbé jusqu'à la partie supérieure d'une cloche graduée, à moitié remplie d'air et placée sur la cuve à mercure. On remarque après plusieurs jours, en en-

tretenant le métal à une température voisine de son ébullition, qu'il se forme à la surface des parcelles rougeâtres qui augmentent sensiblement chaque jour. Si lorsqu'il ne paraît plus s'en former, on laisse refroidir complètement l'appareil, on reconnaît que le volume de l'air a diminué d'un peu plus d'un sixième, que le gaz qui reste après cette opération est tout à fait impropre à la combustion et à la respiration : c'est là le gaz azote. Si l'on recueille les particules rouges qui se sont formées à la surface du mercure, et si après les avoir introduites dans une petite cornue de verre, dont le col communique par le moyen d'un tube recourbé avec une cloche pleine d'eau, on les chauffe à un degré de chaleur voisin du rouge obscur, elles se décomposeront en un gaz qui passera dans la cloche, et en mercure qui se condensera dans le col de la cornue sous forme de goutelettes. Le gaz dégagé active la combustion des corps enflammés qu'on y plonge, rallume ceux qui présentent un seul point en ignition, active la respiration, est égal au volume d'air qui a disparu pendant la calcination du mercure dans le mâtras, et réuni au gaz azote qui n'a pas été absorbé par le mercure, réforme à l'instant de l'air identique dans toutes ses propriétés : ce gaz particulier est l'oxigène.

On peut aussi séparer l'oxigène à la température ordinaire, par du phosphore qu'on met en contact avec une quantité connue d'air et une certaine couche d'eau, pour dissoudre la combinaison d'oxigène et de phosphore à mesure qu'elle se produit, car autrement elle resterait appliquée comme un vernis sur toute la surface du phosphore et la préserverait de l'action de l'oxigène. Le même résultat est obtenu, d'une manière plus prompte, en fesant

passer 100 parties d'air dans une petite cloche recourbée, pleine d'eau ou de mercure, y introduisant avec des pinces ou un fil de fer, un petit morceau de phosphore et chauffant peu-à-peu avec une lampe à esprit de vin. Le phosphore fond, brûle, se condense en flocons blancs sur les parois du tube et à la surface du mercure, et se dissout dans l'eau si c'est sur ce liquide qu'on a opéré. Le résidu de l'air, mesuré avec le tube gradué qui avait servi pour les 100 parties, n'en offre plus que 79 : tout l'oxigène a été absorbé et tout l'azote reste libre.

La séparation la plus exacte et la plus facile de l'azote et de l'oxigène de l'air, consiste à mesurer dans un tube gradué, 100 parties d'air et 100 d'hydrogène pur et à les introduire sous la cuve hydropneumatique dans l'eudiomètre à soupape, rempli d'eau ou de mercure. Si tenant l'appareil verticalement, on fait passer une forte étincelle électrique par la boule qui termine l'eudiomètre, il y a aussitôt combustion par l'union d'une portion de l'hydrogène avec tout l'oxigène qui existait dans les 100 parties d'air, formation d'eau et par suite du vide qui résulte de la liquéfaction de l'eau formée, une partie du mercure ou de l'eau qui remplissait auparavant l'eudiomètre, remonte dans cet instrument. Faisant passer le résidu gazeux de la combustion dans le tube gradué, on trouve qu'il est égal à 137 : il y a donc eu 63 parties de gaz absorbées ; mais le gaz hydrogène se combine exactement avec la moité de son volume d'oxigène pour produire de l'eau, et le tiers de 63 qui est 21, représente la proportion d'oxigène contenue dans les 100 parties d'air, qui s'est combiné à 42 d'hydrogène pour former de l'eau : les 137 du résidu sont formées de 79 d'azote qui existait dans l'air et de 58 de gaz hydrogène en excès. On le prouve

directement en faisant brûler ce résidu dans l'eudiomètre avec 29 d'oxigène pur qui absorbent les 58 d'hydrogène restant et on obtient pour résidu 79 de gaz azote pur.

A la surface de la terre, dans différens pays, sur les plus hautes montagnes, dans les régions les plus élevées où l'homme ait pu parvenir, l'air, dans toutes les circonstances ordinaires contient ces deux gaz toujours dans le même rapport : mais lorsqu'il est limité, lorsqu'il sert à la combustion ou à la respiration, on y trouve une moins grande proportion d'oxigène et plus d'acide carbonique.

Malgré l'absorption constante de l'oxigène, on n'a pas remarqué de variations sensibles dans le rapport de l'azote à l'oxigène dans le mélange qui costitue notre atmosphère. La raison en est dans son agitation continuelle qui opère promptement le mélange des diverses couches qui la composent : dans la propriété que possèdent les plantes, pendant l'acte de la végétation et sous l'influence de la lumière solaire, d'exhaler du gaz oxigène et de restituer ainsi à l'air une portion de celui qu'il a perdu. Il existe vraisemblablement d'autres causes qui nous sont inconnues.

Le gaz acide carbonique forme une très-petite fraction de l'air, mais la respiration, la combustion, l'exhalation des végétaux pendant la nuit, étant des sources constantes de production de ce gaz, sa quantité augmente dans diverses circonstances. En abandonnant au contact de l'air de l'eau de chaux, il se forme bientôt à la surface de ce solutum, une pellicule blanchâtre, qui par l'agitation se brise et se précipite au fond du vase, et cela continue jusqu'à ce que l'eau ne contienne plus de chaux dissoute. Le poids de cette combi-

naison insoluble de l'acide carbonique avec la chaux, fait connaître la quantité d'acide carbonique renfermé dans une quantité connue d'air. L'eau de baryte est souvent employée à cet usage.

La présence de la vapeur d'eau dans l'air, les changemens d'état qu'elle peut éprouver, forment les nuages, la pluie, la grèle, la neige, la rosée et la gelée blanche. On prouve l'existence de la vapeur d'eau dans l'air, en mettant dans un flacon un mélange de glace pilée et de sel marin. Les parois externes de ce flacon se recouvrent bientôt, par suite du refroidissement de l'air qui les touche, de petits cristaux blancs d'eau congelée. Des substances très-avides d'eau, exposées à l'air, chlorure de calcium, potasse caustique, etc., s'humectent en peu de temps et finissent par devenir liquides si le contact est suffisamment prolongé. On se sert de cette propriété pour dessécher les gaz, les salles des malades, etc.

OXIGÈNE.

On place dans une cornue de grès lutée, ou plus simplement dans un canon de fer, du peroxide de manganèse naturel, lavé à l'acide hydrochlorique étendu d'eau jusqu'à ce qu'il ne se produise plus d'effervescence, puis à l'eau bouillante et séché. Au bout du canon doit être un tube de verre recourbé qui aboutit dans une cuve hydropneumatique : on chauffe, l'air de l'appareil se dilate et se dégage à l'extrémité du tube recourbé. On soumet à la chaleur rouge, et le peroxide se décompose et dégage de l'oxigène. On le reconnaît en recueillant une portion du gaz dans une éprouvette et y plongeant une allumette enflammée qui brûlera très-rapidement et avec éclat. Si alors on en

laisse perdre un ou deux litres, on peut regarder celui qui se dégage comme pur et le recueillir successivement dans des flacons renversés et pleins d'eau, qu'on bouche ensuite et qu'on conserve l'ouverture plongée sous l'eau. Le peroxide n'est décomposé que partiellement par la chaleur : à mesure qu'une partie de cet oxide, en perdant de son oxigène, passe à l'état de protoxide, celui-ci se combine avec l'autre partie du peroxide et empêche sa décomposition. C'est ce composé qui forme le résidu brun-noirâtre qu'on trouve au fond de la cornue ou du canon.

En mettant sur le peroxide de manganèse de l'acide sulfurique, une douce chaleur est suffisante pour dégager de l'oxigène. L'acide ne pouvant se combiner avec le peroxide, mais ayant beaucoup de tendance à s'unir au protoxide, à l'aide du calorique, chasse l'excédant d'oxigène de la partie de l'oxide dont il s'empare, et cet oxigène se dégage à l'état gazeux.

On peut se procurer du gaz oxigène de plusieurs autres manières : il n'en sera question que lorsqu'on traitera des substances qui le fournissent.

L'oxigène est un gaz incolore, inodore, invisible et jouissant de toutes les propriétés mécaniques de l'air. Par une pression forte et subite, il s'échauffe et devient plus lumineux que l'air. Sa densité est de 1,1026, celle de l'air étant 1. L'eau en dissout, à la température ordinaire, 3/100 de son volume : par la compression on lui en fait absorber une fois et demie son volume et on a alors une eau médicinale très-excitante (*vol.* 1, *pag.* 270). Quoiqu'il soit nécessaire pour la respiration, et qu'il entretienne la vie plus long-temps que l'air ordinaire, on ne tarde pas à périr dans une atmosphère d'oxigène, avant même qu'il soit tout

consommé, à la suite de l'excitation qui survient par la respiration plus active que dans l'air. Les matières combustibles, à divers degrés de température, y brûlent avec rapidité et éclat. Une bougie qui a été allumée et souflée, mais présentant encore un point en ignition dans la mèche, s'y rallume à l'instant et brûle très-rapidement avec une flamme éclatante.

La *combustion* en général, ou l'oxigénation, est l'acte par lequel l'oxigène se fixe dans un corps ou se combine à ses élémens.

Un corps combustible est un corps susceptible de se combiner avec l'oxigène.

Un corps incombustible est celui qui refuse de se combiner avec l'oxigène, soit parce qu'il en est déjà saturé, soit parce qu'il n'aurait aucune affinité pour cette substance.

Un corps incombustible par saturation d'oxigène, peut redevenir combustible par la soustraction de l'oxigène.

La combustion est sensible ou latente.

La combustion sensible se fait avec un dégagement de calorique et de lumière plus ou moins rapide, et souvent avec flamme.

La flamme est toujours produite par un gaz en combustion, et sa température surpasse celle des corps solides, même chauffés au rouge.

La combustion est latente lorsqu'elle a lieu sans dégagement sensible de lumière et de calorique.

La combustion cesse dès que le corps combustible est saturé, et le poids du ou des composés, résultant de cette action, est égal à la somme du poids du corps combustible et de l'oxigène qui a disparu, soit qu'on l'ait pris dans l'air, soit qu'on l'ait employé à l'état de gaz, soit qu'il ait été soustrait à un corps déjà oxigéné.

Les résultats de l'action de l'oxigène, quelques variées que soient ses proportions, sont nommés oxides ou acides.

Les oxigénés sont *oxides* lorsque l'oxigène est neutralisé : ils sont *acides* lorsque l'oxigène est en excès.

Les corps combustibles, considérés dans leurs rapports avec l'oxigène, diffèrent entre eux par leur affinité pour cette substance et la condensation plus ou moins grande qu'ils lui font éprouver : par la quantité, la rapidité ou la lenteur du calorique et de la lumière qu'ils dégagent pendant la combustion, et par la facilité ou la difficulté avec laquelle ils abandonnent l'oxigène.

DE L'EAU OU PROTOXIDE D'HYDROGÈNE.

L'eau existe à l'état solide, à l'état de liquide, à l'état de vapeurs.

Etat solide.—L'eau solide constitue les glaces et les neiges qui existent sur les hautes montagnes et aux pôles, et qui, dans certains pays, forment les masses de glace dont la fusion partielle dans la saison la plus chaude, occasionne les rivières dont les eaux ont constamment une température très-basse. A un froid de zéro ou au-dessous, l'eau liquide abandonne son calorique constitutionnel, se solidifie et se présente ordinairement en masses plus ou moins transparentes. Lorsqu'elle gêle peu-à-peu, il s'y forme des aiguilles de glace qui s'unissent les unes aux autres sous des angles de 60° ou 120° ; quelquefois elle cristallise en prismes quadrangulaires ; dans d'autres circonstances elle forme une étoile à six pointes et souvent la neige se présente sous cette forme.

L'eau solide est sapide, dure, pulvérisable, élas-

tique, d'une densité qui est à celle de l'eau liquide, comme 8 à 9; pénétrable par le calorique, lorsqu'elle est à une température au-dessous de zéro, fusible à zéro; restant à cette température jusqu'à ce qu'elle soit entièrement liquéfiée ; se combinant, en se liquéfiant, à tout le calorique nécessaire pour élever un même poids d'eau liquide de zéro à 75° centigrades. Cette quantité de calorique latent nous explique pourquoi, dans les dégels, la glace est si long-temps à fondre.

C'est le plus grand volume qu'acquiert l'eau dans sa congélation, pour la disposition de ses cristaux qui lui fait briser les parois des vases qui la renferment. Un tube de fer épais ou une boule de cuivre remplis d'eau et fermés hermétiquement, crèveraient en plusieurs points par la force expansive de la glace, au moment où l'eau se congélerait. C'est à cette même cause qu'on doit rapporter les dégats qui arrivent dans les racines et aux troncs de certains végétaux, dans les hivers rigoureux. La sève, en gélant, brise les parois des vaisseaux qui la contenaient. Par le même motif, les tuyaux de conduite pour les eaux qui servent de boisson, doivent être soustraits au contact de l'air, garnis de corps peu conducteurs du calorique et être en plomb tiré à la filière, plutôt que soudés, parce qu'ils se dilatent également et qu'ils peuvent céder, sans rompre, à l'effort produit.

On a tiré parti de la propriété qu'a la glace d'absorber aux corps environnans, pour sa liquéfaction, une quantité considérable de calorique, pour obtenir des froids artificiels, graduer les thermomètres, déterminer la chaleur spécifique des corps, pour des liqueurs rafraîchissantes qui, sur nos tables, viennent servir à nos jouissances. On augmente même la faculté refroidissante de la glace

qui passe à l'état liquide, en lui ajoutant des corps qui, en raison de leur grande affinité pour l'eau, en hâtent la liquéfaction. On s'en sert aussi pour conserver les viandes pendant l'été et les préserver de la putréfaction etc.; les médecins s'en servent anssi avec succès dans plusieurs maladies, surtout dans le traitement des irritations encéphaliques.

Etat liquide. — L'eau liquide se rencontre abondamment dans les régions tempérées, soit à la surface de la terre, soit à une certaine profondeur. Elle forme alors les fleuves, les rivières, les lacs, les mers, les eaux souterraines; mais sa vertu dissolvante fait qu'elle n'est jamais pure. Il n'y a que l'eau de pluie et celle qui provient de la fusion de la neige, qui soient pures, puisque ces météores résultent de la condensation de la vapeur d'eau contenue dans l'air; encore ces eaux-là contiennent-elles souvent des parties étrangères qui étaient en suspension dans l'air. Pour l'obtenir pure, on la distille (vol. 1, pag. 209).

L'eau pure est un liquide transparent, incolore, inodore, insipide, compressible d'un 0,000046 à une pression égale à celle de l'atmosphère. Elle ne précipite ni n'est troublée par aucun réactif. Sa densité est variable suivant la température à laquelle elle est exposée : son maximum est à 4°,44 centi., puisqu'elle se dilate au-delà de ce point, qu'on élève ou qu'on abaisse la température. C'est à elle qu'on rapporte la densité des autres corps solides ou liquides, et elle est exprimée par 1,000 à la température de 15° centig. A partir de son maximum de densité, l'eau se dilate par le calorique jusqu'au terme de son ébullition, et alors à 100° centig., sous la pression atmosphérique, elle se réduit en vapeur en produisant un bouillonnement particulier dû aux portions d'eau vaporisée qui

soulèvent la masse liquide. Elle réfracte fortement la lumière, ce qui fit deviner à Newton qu'elle contenait un principe combustible, et la réfléchit en partie ; elle se combine avec les corps solides sous deux états : si la proportion de matière solide excède celle de l'eau qui devient partie du corps, sans le rendre fluide, on a un hydrate. Si l'eau l'emporte et communique sa liquidité au corps, on a un solutum ; elle dissout des gaz, l'air atmosphérique ; c'est à la présence de ce dernier qu'elle doit la propriété qu'elle possède d'avoir une saveur agréable, d'être plus légère et de pouvoir servir à la vie des poissons : car lorsqu'elle en a été privée par l'ébullition, elle est insipide, paraît lourde à l'estomac, et devient impropre à entretenir la vie des animaux aquatiques. L'air qu'on retire de l'eau contient plus d'oxigène que l'air ordinaire, jusqu'à 0,32. Cette différence tient à la plus grande solubilité du gaz oxigène dans l'eau que celle du gaz azote.

Les usages de l'eau liquide sont très-nombreux : comme force motrice, comme moyen de transmettre les forces, pour faciliter la réaction des corps, pour déterminer leur pesanteur spécifique, pour séparer les corps dont les densités sont très-différentes, etc. ; elle fait partie constituante des végétaux et des animaux en servant de véhicule aux substances qui circulent dans leurs vaisseaux. L'action dissolvante qu'elle exerce sur la plupart des corps, fait qu'on l'employe dans une foule d'opérations ; mais on cherche toujours de préférence celle qui ne contient pas des principes qui s'opposent ou modifient les résultats. Comme boisson et aliment, elle doit fixer surtout l'attention par les principes étrangers qu'elle peut contenir

en solution. L'eau liquide est aussi beaucoup employée sous forme de bains.

La meilleure, pour nos usages domestiques, se reconnaît à sa limpidité, à la franchise de sa saveur, à la transparence qu'elle conserve pendant son ébullition et au peu de résidu qu'elle laisse en s'évaporant. Le savon s'y dissout sans se grumeler, les légumes secs s'y cuisent sans durcir; elle louchit à peine par le nitrate d'argent, par l'hydroclorate de baryte et l'oxalate d'ammoniaque, enfin aucun autre réactif n'y doit apporter de changement.

On sépare les diverses impuretés de l'eau, pour l'approprier à nos besoins par divers moyens indiqués (vol. 1, pag. 112, 122 et suivantes); mais comme dans la filtration et la distillation elle perd l'air qu'elle doit nécessairement renfermer, pour être potable, il faut après la purification, la saturer d'air en l'agitant avec ce fluide.

Etat aériforme. — L'eau, suffisamment pénétrée de calorique, prend la forme de fluide élastique. Le point d'ébullition dépend de la pression. A celle ordinaire de $0^{m.},76$ elle bout à $100°$ centig. : dans le vide elle bout à $21°,11$; dans le digesteur de Papin elle peut supporter une chaleur presque rouge, sans entrer en ébullition : le terme de sa vaporisation peut aussi varier par son union avec différens sels. De $4°,1$ à l'ébullition, l'eau se dilate à-peu-près de 1/26 de son volume ; mais dans l'instant de sa vaporisation, elle occupe un espace au moins 1600 fois plus considérable. L'eau en vapeur est un fluide invisible d'une pesanteur spécifique qui est à celle de l'air, comme 10 à 16, devenant nuageux lorsqu'il rencontre des corps froids, d'une très-grande élasticité. L'eau en vapeurs se trouve toujours dans l'air à toutes les

températures (page 13), seulement sa proportion augmente à mesure que celles-ci s'élèvent.

On a fréquemment recours à la vapeur d'eau pour ramollir certains corps durs et pouvoir les attaquer plus facilement ensuite par d'autres agens, ou bien en extraire, par simple expression, des principes qui s'y trouvaient trop solidement emprisonnés. C'est ainsi qu'on expose les semences de lin, de cacao etc., au contact de la vapeur afin d'en isoler les corps huileux qu'elles renferment.

La médecine a tiré aussi un parti fort avantageux de l'emploi de la vapeur d'eau, lorsqu'ayant abandonné une grande partie de sa température, elle tend à se précipiter sur tous les corps environnans. Dans cet état, elle conserve encore assez de chaleur pour ramollir l'épiderme, déterminer une transpiration cutanée abondante.

Comme véhicule d'une grande quantité de chaleur, la vapeur d'eau est employée pour échauffer les appartemens, des bains, des étuves d'une manière constante et régulière. Les conduits dans lesquels elle arrive abandonnent la chaleur au corps qui est en contact avec eux. Elle est aujourd'hui très-usitée comme force motrice de la plus grande énergie : on se sert ausssi de l'eau en vapeur conduite par des tuyaux, pour beaucoup de préparations culinaires et médicinales.

Composition de l'eau. — Elle est formée de la réunion d'un atome d'oxigène et de deux d'hydrogène, ou bien de ces deux gaz dans le rapport de 1 à 2 en volume, ou bien encore de 88,90 d'oxigène et de 11,10 d'hydrogène en poids. Cette composition uniforme de l'eau est prouvée, soit par l'analyse ou décomposition, soit par la synthèse ou la recomposition.

Analyse de l'eau par le fer. — On adapte une

cornue de verre à l'un des bouts d'un tube de porcelaine ou de verre : on place celui-ci dans un fourneau, afin de pouvoir le faire rougir ; s'il est de verre, il faut le luter. On introduit dans ce tube du fil de fer fin et bien décapé, et à l'autre extrémité, on adapte un tube qui communique à un serpentin entouré d'eau froide, et celui-ci, par le moyen d'un autre tube sous une cloche de verre, placée sur une cuve à mercure. Lorsque l'appareil est monté, luté et sec, on fait rougir le tube qui contient le fer ; alors on place du feu sous la cornue qui est à l'extrémité hors du fourneau, et on fait bouillir l'eau qu'elle contient : celle-ci, réduite en vapeurs, traverse le tube, et, rencontrant le fil de fer rouge, se décompose : le fer s'empare de l'oxigène, et l'hydrogène mis en liberté, se rend sous la cloche, après avoir traversé le serpentin : ce dernier est destiné à condenser l'eau qui peut avoir échappé à la décomposition. L'expérience étant faite, par le poids qu'a perdu la cornue, on juge la quantité d'eau vaporisée : on pèse celle qui s'est condensée au bout du serpentin, on la retranche de la perte de la cornue, cela donne le poids de l'eau décomposée : la cloche étant graduée, donne le volume d'hydrogène produit, et on calcule son poids par le moyen de la pesanteur spécifique. L'augmentation du poids du fil de fer donne le poids de l'oxigène qu'il a absorbé. Par ce moyen on trouve que l'eau se compose en poids de 88,904 d'oxigène et 11,096 d'hydrogène.

Analyse de l'eau par l'électricité. — Le fond d'un entonnoir en verre doit être bouché et traversé par deux petits tubes de verre creux, dans lesquels passent deux fils de platine qui sont à une petite distance l'un de l'autre et qui communiquent aux deux extrémités d'une pile à auge. Si

après avoir rempli d'eau pure l'entonnoir et avoir recouvert les deux fils avec deux petites cloches renversées et pleines également d'eau pure, on met la pile en activité, on ne remarque qu'une faible et lente action ; mais si l'on ajoute à l'eau une goutte ou deux d'acide, ou une atôme de sel, on augmente sa conductibilité. Les courans électriques s'établissent alors facilement entre les deux fils, et la décomposition marche si rapidement, qu'en peu de temps les petites bulles de gaz qui se montrent sur la surface de chacun des fils se rassemblent à la partie supérieure des cloches. L'opération terminée, on trouve que le gaz qui s'est rassemblé dans la cloche qui couvre le pôle négatif est exactement double en volume de celui qui est dans la cloche au pôle positif, qui rallume et fait brûler vivement les corps combustibles, et le premier brûle à l'approche d'un corps enflammé : c'est de l'hydrogène.

Recomposition de l'eau. — On se procure de l'oxigène et de l'hydrogène secs : on fait arriver les deux gaz, dans le rapport de 2 à 1 en volume, dans un ballon où on a fait le vide et dans lequel on excite une série continuelle d'étincelles électriques par le moyen de deux boules métalliques. Les deux gaz se combinent, disparaissent en entier s'ils sont purs, et il y a formation d'eau. On opère sur du mercure pour éviter le contact de l'eau qui pourrait jeter quelques doutes sur l'origine de celle produite dans l'expérience.

On met dans un eudiomètre 100 parties de gaz hydrogène et 50 parties d'oxigène : après la combinaison par l'étincelle électrique, il n'y a aucun résidu, si les gaz sont purs. On arrive au même résultat, en enflammant dans le même eudiomè-

tre parties égales d'hydrogène et d'oxigène. Comme l'hydrogène, dans quelque rapport qu'il se trouve avec l'oxigène, s'unit toujours avec la moitié de son volume de ce dernier, tout l'hydrogène introduit dans l'eudiomètre se combine à une moitié de l'oxigène, d'où résulte alors un reste d'oxigène égal à la moitié de celui qu'on avait mis.

Le poids que l'on déduit du rapport en volume de ces deux gaz, c'est-à-dire le poids de deux volumes d'hydrogène et d'un volume d'oxigène, s'accorde exactement avec celui de l'eau décomposée par le fer, ou par tout autre moyen.

HYDROGÈNE. — AIR INFLAMMABLE.

On ne le rencontre jamais à l'état de liberté dans la nature, il est toujours uni à d'autres corps en petite quantité dans le règne inorganique, l'eau exceptée, et en grande quantité dans la composition des corps organiques. On rencontre quelquefois ce gaz se dégageant des matières organiques en décomposition. Il existe aussi dans le canal alimentaire, principalement dans les intestins, mais il n'est jamais pur.

On l'obtient de la décomposition de l'eau, en mettant celle-ci en contact avec le fer à une température rouge, et plus ordinairement en traitant un métal très-avide d'oxigène par l'eau et un acide. A cet effet on met dans un flacon à deux tubulures, du zinc grenaillé ou de la limaille de fer pur, qu'on recouvre de trois à quatre fois son volume d'eau. On adapte à l'une des tubulures un tube droit terminé supérieurement par un entonnoir, et effilé en pointe à sa partie inférieure, qui touche presque le fond du flacon : l'autre tubulure porte un tube recourbé qui va s'engager sous une cuve

remplie d'eau. Lorsque l'appareil est monté, on verse peu à peu par le tube droit de l'acide sulfurique : il en résulte aussitôt une vive action avec dégagement de chaleur et de gaz hydrogène. On laisse perdre les premières portions qui se trouvent mêlées avec l'air qui était dans le flacon, et lorsqu'il s'en est dégagé plusieurs litres, on peut regarder comme pur celui qui sort et le recueillir dans des cloches ou des flacons remplis d'eau renversés.

Le métal, qui ne peut décomposer l'eau à froid, devient susceptible de la décomposer en présence de l'acide sulfurique : alors l'oxigène d'une partie de l'eau se porte sur le métal et le convertit en protoxide qui se combine à l'acide sulfurique pour former un protosulfate de zinc ou de fer. Ce sel reste dissout dans la portion d'eau non décomposée, tandis que l'hydrogène mis en liberté se dégage à l'état de gaz. Cette décomposition est déterminée tout à la fois par l'affinité de l'oxigène pour le zinc ou le fer, et par celle de l'oxide pour l'acide. Car ni l'eau, ni l'acide sulfurique ne développent séparément d'hydrogène quand on les met à la température ordinaire avec le zinc ou le fer.

L'hydrogène est gazeux, il n'a ni couleur, ni odeur quand il est pur : c'est le plus léger de tous les corps, il pèse quatorze fois et demie moins que l'air, et c'est cette grande légèreté qui l'a rendu propre aux aérostats. Il réfracte la lumière dix fois et demie plus que ne fait l'air. Il ne peut entretenir la combustion : si on a de l'hydrogène dans un vase qu'on tienne à la renverse, et qu'on y plonge une bougie allumée, elle s'éteindra ; mais elle mettra le feu à la surface du gaz qui est en contact avec l'air, et en ressortant doucement

la bougie elle pourra se rallumer en traversant la couche de gaz enflammé. Sans être délétère, il est impropre à la respiration, car le sang n'éprouvant plus le changement que l'air lui fait subir, l'animal finit par succomber et le sang paraît bleu après la mort. Mêlé à l'air en étant substitué à l'azote, il rend lourd, engourdi et fait tomber dans un sommeil profond. La médecine pourrait, sous ce rapport, en tirer parti; mais s'il n'est pas pur, s'il est chargé de charbon, de soufre, etc., les animaux y périssent à l'instant même, et rien ne peut plus les rappeler à l'existence. L'hydrogène, à la température ordinaire, se mêle avec l'oxigène sans s'y combiner; mais si ce mélange est soumis à une compression forte et subite, à l'action de l'électricité ou à une température voisine de la chaleur rouge, il y a tout à coup combinaison dans le rapport de deux volumes d'hydrogène pour un d'oxigène. La détonation ou le bruit qui se fait entendre par l'électricité ou la chaleur, dépend de ce que l'eau qui résulte de la combinaison des deux gaz s'échauffe, se dilate, de manière à occuper beaucoup plus de volume que n'en avaient les gaz, mais se refroidit également à l'instant même et donne lieu ainsi à un vide dans lequel l'air se précipite avec impétuosité. Il forme une autre combinaison avec l'oxigène à volumes égaux: c'est le deutoxide.

La combustion de l'hydrogène produisant la plus haute chaleur qu'on ait pu obtenir, on a tiré parti de cette propriété pour faire un chalumeau à l'aide duquel on fond ou volatilise tout. On comprime dans un réservoir métallique l'oxigène d'abord, puis l'hydrogène, dans le rapport pour faire de l'eau, au moyen d'une pompe de compression, avec lenteur, de manière que l'appareil

de refoulement puisse se refroidir lorsqu'il commence à devenir chaud, pour empêcher la détonation. Ce mélange sort du réservoir par une ouverture capillaire où on l'enflamme, mais il n'y arrive qu'après avoir traversé un tuyau plus large, rempli de plaques rondes faites avec un tissu métallique très-fin, et longues d'un pouce. La combustion ne saurait s'opérer dans un sens rétrograde et on ne court aucun risque.

Le gaz hydrogène est encore employé dans la construction des lampes électriques. Aujourd'hui on se sert de la propriété qu'a le platine à l'état d'éponge d'enflammer l'hydrogène à la température ordinaire, pour faire des briquets beaucoup plus simples.

Si par la compression on fait absorber à l'eau un volume et demi d'hydrogène, on a une eau médicinale qui constitue le médicament le plus débilitant connu (*vol.* 1, *pag.* 270).

CARBONE.

Ce corps simple ou indécomposé est très-répandu dans la nature et se présente sous plusieurs formes. Pur ou cristallisé, il constitue le diamant, dont la cristallisation et la couleur varient et qui est le plus dur de tous les corps, puisqu'il raye tous les autres. Newton, en examinant la puissance réfractive des corps transparens, avait annoncé, long-temps avant que l'expérience le confirmât, que le diamant contenait une matière combustible.

N'étant point cristallisé, le carbone n'est jamais pur : il contient des oxides et retient opiniâtrement une petite quantité d'hydrogène. Le carbone fait en quelque sorte la base de tous les corps or-

ganisés. Il se rencontre aussi dans beaucoup de composés minéraux, *carbonates*. Il se trouve souvent enfoui sous la terre et provient d'une altération encore non connue des substances organiques.

Comme le carbone est un des principes des végétaux, qu'il n'est pas vaporisable et qu'il ne peut brûler qu'autant qu'il a le contact de l'air, nous l'en retirons pour nos besoins. On fait un monceau du bois qu'on destine à être converti en charbon. On le presse en ménageant toutefois au centre un canal vide. On recouvre le tout de terre et de gazon, en laissant une ouverture supérieure et quelques autres autour de la base : on jette par le haut des brandons allumés : le bois s'enflamme et brûle au moyen de l'air qui entre par le bas; mais comme l'air entre en petite quantité, les principes inflammables que la chaleur dégage brûlent de préférence au charbon. On règle la combustion en ouvrant ou fermant les trous de la base, et quand il ne se dégage plus de fumée épaisse, on bouche toutes les ouvertures et on laisse refroidir la masse. L'imperfection de ce procédé est cause qu'une partie du bois est brûlée en pure perte, qu'on n'obtient que 0,18 de charbon, tandis que le bois en contient de 0,50 à 0,52 et que l'on ne peut recueillir aucun autre produit de l'opération.

Pour en obtenir davantage et plus économiquement, on enferme le bois dans un four en briques, garni de deux grandes portes de tôle : à la base de ce four se trouvent des ouvertures qu'on ferme à volonté, et dans le haut, des tuyaux qui passent dans un réfrigérant et déposent dans une cavité tout ce qui se condense, tandis que les gaz s'échappent par une cheminée. En mettant le feu par le bas, et le règlant convenablement, tout le bois

est converti en charbon et l'on obtient de plus une grande quantité de goudron et de produit acide.

Pour carboniser le bois dans des vases fermés, on a de vastes cylindres de tôle que l'on enlève au moyen de grues, pour les placer dans des fourneaux dont on les retire encore rouges, afin d'en substituer rapidement d'autres. Les gaz inflammables qui se produisent sont employés à chauffer un appareil voisin, en sorte que la carbonisation du bois ne coûte de combustible que pour le premier fourneau.

Le charbon, pour les expériences de chimie, s'obtient en calcinant à un feu de forge, pendant deux heures, de petits cylindres de bois mis dans un creuset et enveloppés de poussière de charbon, ou recouverts de sable lavé et séché.

On l'obtient dans un plus grand état de pureté en brûlant à l'air des matières résineuses ou huileuses très-riches en carbone : la fumée qui résulte de cette combustion imparfaite laisse précipiter une suie noire, très-légère, *noir de fumée*. Soumis à une nouvelle combinaison dans des vases fermés pour le priver d'une huile qu'il a entraînée, ce charbon est presque pur.

Le charbon de bois présente toute la configuration du végétal. Il est sonore, cassant et même friable. Ecrasé, il paraît composé d'une multitude de facettes brillantes : vu en masses, il est noir, mais il paraît bleu lorsqu'il est en suspension dans l'eau et par transmission. Ses molécules sont très-dures. Il est d'autant plus compacte que le bois dont il provient était plus dur, et que la carbonisation a été plus lente. Il pèse le double de l'eau, lorsqu'il est purgé d'air. Il supporte les plus violentes températures sans se fondre, ni se vo-

latiliser. Il est mauvais conducteur du calorique, et bon conducteur de l'électricité quand il est sec. Il s'échauffe à la lumière comme les corps noirs où non polis. Il est inaltérable à l'humidité ou aux intempéries de l'air. Il brûle dans l'air avec une grande facilité, donne pour produit de l'acide carbonique et le résidu, *cendre*, est formé par les substances étrangères, silice, oxide de fer, carbonate de potasse, etc. A une température très-élevée, si le charbon est en excès, il se forme de l'oxide de carbone. Le charbon absorbe tous les gaz en produisant un faible dégagement de chaleur. Il décolore les solutum organiques.

Les usages de carbone pur, à l'état de diamant, sont peu nombreux. A cause de sa grande dureté, on s'en sert pour graver et couper le verre, pour tailler les autres pierres précieuses. La poussière de diamant sert aussi à le tailler. A cause de son éclat, comme il réfracte fortement la lumière et qu'il en sépare les couleurs, le diamant fait un grand objet de parure, et on le distingue facilement des faux diamans qui ne reflètent jamais des couleurs aussi vives et n'ont jamais la même dureté.

Les usages du carbone impur sont très-variés. Le carbone imprégné de bitume constitue la houille ou charbon de terre qui est d'un usage si répandu comme combustible. Le végétal artificiel est aussi employé comme combustible. Le charbon s'oppose à la putréfaction, absorbe les gaz putrides, les matières colorantes sans les décomposer, sert à la réduction d'un grand nombre de métaux; à la préparation de la soude artificielle, à la conversion de quelques sulfates en sulfures; à la cémentation du fer ou fabrication de l'acier; à la préparation de la poudre à canon; à donner aux pierres colorées une teinte jaune ou brune; four-

nit par sa combustion de l'acide carbonique pour former des carbonates.

Le charbon de bois préparé sert à la clarification et à l'épuration de l'eau, à l'épuration des sirops, des huiles, au polissage des métaux, à la peinture des papiers, etc.

Le noir de fumée est usité dans la composition de l'encre d'imprimerie et de diverses préparations utiles à la peinture.

La plombagine, qui n'est que du charbon contenant plusieurs centièmes de susbtances étrangères, principalement de l'oxide de fer et qui est d'un noir-gris, est employée principalement à faire des crayons, soit d'un seul morceau, soit en pétrissant la poudre avec un peu d'argile humectée, faisant cuire dans un creuset et renfermant les baguettes dans la rainure d'un cylindre de bois formé de deux parties qu'on colle l'une contre l'autre. Mêlée à la graisse, la plombagine forme un enduit excellent pour diminuer les frottemens. Pour préserver la tôle et la fonte du contact de l'air, on les nettoie, on les graisse et on y frotte de la plombagine en poudre. Mêlée avec moitié d'argile pour lui donner du corps, elle forme des creusets capables de supporter les plus grands feux sans s'altérer et d'un très-bon emploi lorsque le contact du charbon n'altère pas les matières qui sont dans le creuset.

Le charbon est employé en médecine comme anti-putride, emménagogue, dentrifice, pour corriger la mauvaise odeur de l'haleine; dans le traitement de la teigne, etc.

Le gaz hydrogène percarboné est aujourd'hui, dans beaucoup de grandes villes, employé de la manière la plus utile et en même-temps la plus économique, pour l'éclairage des rues, des maga-

sins, etc. On se le procure par la calcination de la houille ou charbon minéral, la décomposition des huiles qui donne un bénéfice plus considérable et celle de la résine, quand les frais de transport ne font pas trop élever son prix, et l'intérêt qu'on retire est quintuple de celui fourni par l'éclairage au charbon.

Le *charbon animal*, charbon d'os, noir animal, noir d'ivoire, noir d'os, est composé de carbone, de carbonate et phosphate de chaux, de quelques sulfures qui résultent de la calcination des os en vases clos.

Pour le préparer en grand on introduit dans des cylindres réunis dans un four bâti en maçonnerie, des os dont on a retiré la substance graisseuse à l'aide de l'eau et de la chaleur, après les avoir concassés. Lorsqu'ils sont pleins, on ferme hermétiquement l'ouverture antérieure, et l'autre se termine par une base à laquelle on adapte des allonges en plomb qui vont aboutir à des vases destinés à condenser les vapeurs et recueillir les produits liquides qui résultent de la décomposition des os. L'appareil étant monté, on lute les jointures avec de la terre délayée : on allume du feu sous les cylindres et on le continue jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus de parties volatiles. Alors on tire les os dans des étouffoirs et on les ferme, sans quoi le charbon brûlerait et il ne resterait que les sels calcaires, etc. Lorsque le charbon est éteint, on le pulvérise et on le tamise.

Lorsqu'on ne veut point tirer parti des produits qui se volatilisent, on emplit d'os dépouillés de la matière graisseuse des marmites de fonte. On les assemble par paires et on les renverse les unes sur les autres de manière à former des espèces de cylindres dont chaque marmite forme un des côtés.

On lute le point de jonction des marmites avec de l'argile : on place ensuite ces marmites à côté les unes des autres dans une espèce de four, et on allume le feu. Le lut, en séchant, se fendille et par là se dégagent l'huile empyreumatique, l'eau, le carbonate d'ammoniaque, le gaz hydrogène carboné et autres produits de la décomposition, dont quelques-uns s'enflamment et aident à entretenir la calcination. Lorsqu'il ne se dégage plus aucun produit inflammable, on cesse le feu, on laisse refroidir et puis on enlève le charbon qu'on pulvérise et tamise.

Le charbon animal retenant quelques substances solubles qui colorent l'eau et nuiraient au but qu'on se propose de décolorer, on en fait une pâte avec de l'eau, on la met sur un filtre et on lave avec de l'eau bouillante jusqu'à ce qu'elle n'enlève plus de parties colorantes : on fait sécher, ou si on l'emploie humide, on tient compte de l'eau qu'il contient.

Pour décolorer les acides et les substances salines par le charbon animal, il faut en séparer le carbonate et le phosphate de chaux, dont la présence donnerait lieu à des produits nouveaux et diminuerait d'autant la quantité de substance première employée. Pour cela, on fait une pâte avec de l'eau, on la délaye avec de l'acide hydrochlorique étendu, et en plein air ou sous la hotte d'une cheminée, pour éviter d'être incommodé par la grande quantité d'acides hydrosulfurique et carbonique qui se dégagent. On ajoute un excès d'acide hydrochlorique, on agite, on laisse déposer, on décante la partie liquide et on lave le résidu à l'eau bouillante et à plusieurs reprises, jusqu'à ce que ce que l'eau soit insipide, incolore, et ne précipite plus par le nitrate d'argent et l'oxa-

late d'ammoniaque. On fait sécher et on conserve pour l'usage.

Le carbone seul, jouissant de la propriété décolorante, l'énergie du noir d'os augmente avec sa division parce qu'il présente alors plus de surface, et par la séparation des autres substances qui l'accompagnent. Le charbon animal entraîne avec lui les matières colorantes, odorantes, et il agit d'autant mieux qu'il est plus terne. Comme les divers charbons provenant des matières animales décolorent plus ou moins, on apprécie leur force au moyen du *décolorimètre*, et celui qui, à dose égale, decolore plus de teinture d'indigo, ou de mélasse, doit être préféré.

Comme le charbon animal jouit éminemment de la propriété décolorante, car non lavé, il est dix fois plus fort que le végétal, et lavé à l'acide hydrochlorique il l'est trente fois, on s'en sert habituellement pour les liquides et spécialement pour le sirop. Son emploi est tellement important qu'on peut dire que les manufactures de sucre de betteraves lui doivent leur existence actuelle. Pour décolorer complètement les mélasses, il faut que le solutum soit un peu acide, et après la décoloration on sature l'acide de manière à former un composé insoluble qu'on sépare par la filtration.

Charbon animal pour l'emploi interne. — On prend de la viande de bœuf ou de mouton, dont les os ne fassent que le tiers. Après avoir enlevé toute la graisse, on réduit le tout en petits morceaux qu'on torréfie dans un vase fermé et à un feu modéré, jusqu'à ce que la flamme qui se montre autour du vase soit très-petite, mais n'ait pas entièrement disparu. Après le refroidissement, on pulvérise la masse charbonnée et on la mêle avec

1/7 de sucre raffiné. On en fait prendre matin et soir six grains avec un peu d'eau.

Ce charbon animal agit puissament sur l'utérus, et jouit de la propriété de fondre les engorgemens glandulaires, comme l'iode ou le mercure, mais sans porter à l'économie une atteinte aussi profonde que ces derniers.

DES ACIDES.

Comme il n'y a aucun caractère bien saillant, bien tranché et commun à tous les acides, on est obligé d'en indiquer plusieurs pour désigner ces corps qui, à un petit nombre d'exceptions près, sont tous électro-négatifs.

Ils ont, en général, une saveur aigre qui va dans quelques-uns jusqu'à la causticité. L'acide carbonique a une saveur légèrement aigre : l'acide borique, une saveur aigrelette ; le succinique, une saveur âcre, chaude ; le benzoïque, une saveur chaude, âcre, un peu amère ; l'hydrocyanique, une saveur d'abord fraîche, ensuite âcre, irritante.

Les acides ont action sur quelques couleurs végétales bleues qu'ils rougissent, notamment le tournesol : cette propriété accompagne toujours la saveur aigre ; mais elle est aussi très-variable. L'acide carbonique rougit facilement le papier de tournesol, qui par une légère chaleur, reprend la couleur bleue. Le borique rougit faiblement la teinture de tournesol : l'hydrocyanique rougit faiblement et la couleur se rétablit par l'évaporation.

Les acides rétablissent les couleurs bleues verdies par les alcalis, mais parmi ceux qui sont insolubles, il en est qui ne jouissent pas de cette propriété.

Le principal caractère des acides est de pouvoir se combiner avec des oxides électropositifs, bases

salifiables, de les neutraliser et de produire ainsi des sels ; mais il en est dont les affinités sont si éphémères, qu on ne peut dire s'ils saturent les bases, puisque leurs propriétés sont encore apparentes : c'est ainsi que dans l'hydrocyanate de potasse, l'acide agit comme s'il était seul.

Les acides sont composés d'un radical simple dans le règne inorganique ; d'un radical binaire dans les végétaux et ils fournissent par l'action du feu, de l'eau et de l'acide carbonique. Le radical est ternaire dans les acides animaux et leur décomposition ignée fournit de l'ammoniaque, de l'acide hydrocyanique etc.

Le principe acidifiant est presque toujours l'oxigène, mais plusieurs corps simples non métalliques, formant des acides avec l'hydrogène, on distingue les premiers par le nom *d'oxacides* et les autres par celui d'*hydracides.*

Les acides formés par une même base et deux proportions déterminées d'oxigène, se distinguent par la terminaison du nom qui est en *eux*, pour les acides au premier degré, et en *ique* pour les acides au second degré ou plus oxigénés. Dans les acides intermédiaires, le nom de l'acide est précédé du mot *hypo* ou *per.* Le mot *oxigéné* ajouté au nom d'un acide en *ique*, annonce que l'acide contient une plus grande proportion d'oxigène.

En formant des sels avec les bases salifiables, les acides se combinent toujours avec une quantité déterminée de base, et cette quantité dépend constamment de celle d'oxigène qui est contenue dans la base. L'eau, dans les acides qui passent de l'état anhydre à l'état aqueux, suit la même loi que les bases et la quantité qui est absorbée, contient précisément la même proportion d'oxigène qui est nécessaire à la base pour se combiner à l'acide et former un sel.

ACIDE CARBONIQUE.

Air fixe. Acide méphitique. Acide aérien.— Acide crayeux. — Il est composé en poids de carbone 27, 68 et 72,32 d'oxigène : en volume d'un d'oxigène et d'un de vapeur de carbone, l'oxigène ne changeant pas de volume en devenant acide carbonique par sa combinaison avec le carbone.

On le trouve dans la nature à l'état gazeux, liquide et solide *Gazeux*: il existe dans l'air en très-petite proportion, en très-grande quantité dans l'air des appartemens clos où respirent des animaux à sang chaud; quelquefois mêlé avec très-peu d'air dans certaines grottes des terrains volcaniques ou calcaires de récente formation, *(grotte du chien)*. Les cuves dans lesquelles des substances vineuses ou des huiles ont séjourné long-temps, en sont souvent remplies. *Liquide* : en petite quantité dans presque toutes les eaux qui sont en contact avec l'air ; en grande quantité, souvent plusieurs volumes, dans certaines eaux naturelles médicinales, *eaux de seltz, de spa, de pyrmont* etc. *Solide* : en très-grande quantité, combiné avec la chaux, la soude, la baryte, les oxides de fer, de plomb, de zinc, de cuivre.

On peut le préparer par la combustion du charbon dans l'air, mais alors il est mêlé avec l'azote. On l'obtient pur par la combustion du charbon dans l'oxigène, par la calcination de plusieurs carbonates. Le procédé le plus facile consiste à introduire dans un flacon à deux tubulures de l'eau et du marbre concassé, à verser par le tube de sûreté de l'acide hydrochlorique. Cet acide s'empare de la chaux : l'acide carbonique se dégage par le tube recourbé et se recueille sous des cloches pleines d'eau ou de mercure.

Il est gazeux : son odeur et sa saveur sont légèrement piquantes. Il rougit faiblement la teinture de tournesol. Sa densité est 1,5245 : aussi peut-on le transvaser dans l'air comme les corps liquides. Il n'est point décomposable par le calorique, mais il l'est partiellement par l'électricité en oxigène et en oxide de carbone ; il est incombustible, puisqu'il est déjà saturé d'oxigène. Il éteint les corps en combustion et asphyxie les animaux qui le respirent en trop grande quantité. A la chaleur rouge, il est décomposable par l'hydrogène et on obtient de l'eau et de l'oxide de carbone. A la chaleur rouge, une nouvelle dose de carbone peut se combiner avec lui et le ramène à l'état d'oxide. Il est soluble dans son volume d'eau à la température et sous la pression ordinaire, s'en dégage en partie avec le contact de l'air et entièrement dans le vide ou à 100°. Il se dissout dans l'eau en beancoup plus grande quantité, lorsqu'on augmente la pression *(eaux médicinales, artificielles, gazeuses).* Il trouble l'eau de chaux, il se précipite du carbonate de chaux.

Il est employé dans la fabrication de la céruse ou carbonate de plomb ; dans celle des eaux médicinales artificielles ; dans celle des bicarbonates de potasse, de soude etc. : il joue un rôle très-important dans les phénomènes des corps organisés et c'est l'agent dont la nature se sert pour fournir aux plantes le carbone qui leur est nécessaire, et réparer ainsi les pertes d'oxigène que l'atmosphère fait à chaque instant.

L'acide carbonique asphyxie tous les animaux : l'irritabilité est presque détruite et le sang jauni. Il peut être respiré jusqu'à 0,03 sans inconvénient : Il est délétère quand il se trouve à la dose de 0,10. L'insufflation, avec toutes les précautions requises

pour ne pas donner lieu à un nouvel inconvénient, est importante dans cette asphyxie pour chasser l'acide carbonique, toujours contenu dans le poumon. Quelques gouttes d'ammoniaque liquide, dans un verre d'eau sucrée, ont été souvent utiles.

L'acide carbonique se développe souvent dans l'estomac : il produit alors des flatuosités, des aigreurs et certaines douleurs qui ont été confondues avec les crampes. On y remédie en donnant de la magnésie calcinée qui neutralise cet acide.

CARACTÈRES DES CARBONATES.

L'acide carbonique en se combinant avec les bases salifiables forme des carbonates ou sels que l'on reconnaît en ce qu'ils font effervescence avec les acides, et il y a dégagement de gaz acide carbonique. Les carbonates sont décomposés ou non par le feu. Ceux qui le sont perdent leur acide carbonique en entier, *carbonates de chaux*, *de magnésie*, ou n'en perdent que la moitié, mais ils sont alors à l'état de bicarbonate et passent à l'état de carbonate indécomposable, ce sont les bicarbonates de potasse, de soude, de baryte. On distingue les carbonates non décomposés par le feu en volatils et en fixes. Le carbonate d'ammoniaque est dans le premier cas et dans l'autre se trouvent les carbonates de potasse, de soude, de baryte. Dans ces sels, le rapport de l'oxigène de l'acide est à celui de l'acide :: 2 : 1.

ACIDE CARBONEUX OU OXALIQUE.

Acide du sucre. — *Acide de l'oseille*. — *Acide rheumique*. — Il est composé de deux atômes de carbone et trois atômes d'oxigène : il est inter-

médiaire entre l'acide carbonique et l'oxide de carbone, et formé d'un atôme de chaque, puisque l'acide carbonique contient un atôme de carbone et deux d'oxigène et l'oxide de carbone un d'oxigène et un de carbone.

Il existe dans le règne inorganique, combiné au fer, et ce minéral connu sous le nom d'*humboldite*, se trouve, mais rarement, dans quelques lignites de Bohême. Il existe dans un grand nombre de végétaux, particulièrement dans les *oxalis* d'où il avait tiré son nom : extrait de cette plante où il est uni à la potasse, il forme le *sel d'oseille* du commerce. Il est combiné avec la soude dans la *salsola soda* : beaucoup d'autres plantes en contiennent aussi, mais toujours combiné avec des bases. Celui qu'on avait extrait de la rhubarbe avait d'abord été pris par un acide particulier, acide rheumique.

Pour l'obtenir, on traite le sucre des plantes qui le contiennent uni à une base, par l'acétate de plomb. On filtre pour séparer l'oxalate de plomb qui, étant insoluble, s'est précipité : on le lave pour le dépouiller de tout ce qu'il peut contenir de soluble. Alors on le délaie dans l'eau et on précipite le plomb à l'état de sulfure par un courant d'hydrogène sulfuré : on filtre et l'acide oxalique qui est dissout dans l'eau cristallise par l'évaporation. On peut traiter de même le sel d'oseille.

On l'obtient plus ordinairement en traitant le sucre ou la fécule par trois parties d'acide nitrique affaibli à 1,11 : on chauffe; il se forme d'abord de l'acide malique, puis de l'acide oxalique. Lorsqu'il n'y a plus de dégagement de vapeurs rutilantes, on ajoute une partie d'acide nitrique de même densité et l'on chauffe de nouveau. On con-

tinue ainsi jusqu'à ce qu'on n'ait que de l'acide oxalique. On lave les cristaux avec un peu d'eau, parce qu'ils retiennent un peu d'acide nitrique et l'acide oxalique est pur après plusieurs dissolutions et cristallisations. On en obtient aussi en faisant bouillir des substances animales avec de l'acide nitrique étendu, du bois etc.; mais il est trop impur.

Il est en cristaux transparens, en prismes à quatre pans applatis avec des sommets dièdres, ou bien en prismes à angles aigus. Il contient trois proportions d'eau, dont deux peuvent être dégagées dans le vide à côté de l'acide sulfurique, et la troisième qui reste alors ne se perd que par l'union de cet acide avec les bases. Il est fusible à 97° 8 : si la chaleur est poussée plus loin, il abandonne deux parties d'eau, puis se volatilise sans résidu sensible, plus facilement encore et sans trace de décomposition, si l'on fait passer un courant de vapeurs d'eau ou d'autres vapeurs sur l'acide en évaporation. Mis en contact avec l'eau froide, ses cristaux laissent entendre un bruit qui est assez fort et qui lui est propre. Il est soluble dans 10,2 d'eau à 15°, dans son poids d'eau à 49° et en quantité indéfinie à 97° 8. S'il contient de l'acide nitrique, il se dissout dans le double de son poids d'eau froide. Il est soluble dans l'alcool; à l'air libre il perd une grande partie de son eau de cristallisation, deux proportions, tombe en poussière et pèse alors 0,28 de moins qu'auparavant. Il enlève la chaux à tous les autres acides et forme avec elle un sel insoluble.

Cet acide étant quelquefois mêlé avec du sel d'oseille, pour s'en assurer on en calcine un peu et s'il y a un résidu et qui contienne de la potasse, on évalue facilement la quantité de bioxalate qui existait dans le mélange. Pour savoir si cet acide

contient encore un peu d'acide nitrique, on sature par la potasse et du papier trempé dans ce solutum, séché et allumé, brûle alors avec scintillations. Ce solutum d'oxalate de potasse impur, évaporé à siccité, puis traité par l'acide sulfurique, laisse dégager des vapeurs d'acide nitrique.

Cet acide, que les fabriques d'acide sulfurique fournissent en grand au commerce, est très usité dans les fabriques de toiles peintes pour détruire le mordant sur les parties où on veut que la couleur ne prenne pas, et où il faut conserver au tissu son premier blanc: pour aviver quelques couleurs, pour détruire les taches de rouille sur les différens tissus, enlever les taches d'encre, etc. En médecine on l'emploie à de faibles doses comme rafraîchissant et surtout comme anti-scorbutique. On le donne en tablettes, mêlé avec le sucre et en limonade en l'ajoutant à l'eau sucrée jusqu'à ce qu'elle ait acquis une acidité agréable, et on aromatise d'après la prescription du médecin ou le goût du malade.

Comme il est dangereux à une dose un peu forte, on combattrait cette sorte d'empoisonnement (comme celle de tous les autres acides) par la magnésie en suspension dans un liquide aqueux: les eaux de chaux, de savon, les solutum alcalins légers et l'albumine délayée dans l'eau sont aussi fort convenables.

CARACTÈRES DES OXALATES.

L'acide oxalique, en se combinant avec les bases, en neutralise jusqu'à ce que la quantité d'oxigène de cette base soit le tiers de la sienne, et alors l'oxigène de la base est en quantité précisément suffisante pour convertir tout l'acide oxa-

lique en acide carbonique. Les oxalates neutres sont presque tous insolubles, à l'exception de ceux à base de potasse, de soude, d'ammoniaque et de fer. Les oxalates neutres deviennent généralement solubles dans l'eau, à la faveur d'un excès d'acide, tandis que ceux de potasse et de soude sont rendus moins solubles. Ces sels, chauffés au rouge, donnent de l'acide carbonique, ou de l'oxide de carbone et quelquefois un mélange des deux, suivant que la base tient plus ou moins à l'oxigène : les oxalates solubles donnent avec l'eau de chaux et les sels calcaires solubles, un précipité blanc qui chauffé fortement, se dissout dans l'acide acétique.

CHLORE.

Acide marin déphlogistiqué. — *Acide muriatique oxigéné.* — *Gaz oximuriatique.* — Corps indécomposé, simple suivant la grande majorité et les plus grandes probabilités, oxigéné suivant un très-petit nombre de chimistes.

Le chlore n'existe point à l'état de liberté dans la nature. Combiné au sodium, il constitue la substance qu'on connaît vulgairement sous le nom de *sel marin*, *sel gemme*, *sel commun*. Combiné avec l'argent il forme *l'argent corné* ou *muriaté* : au mercure, c'est le *calomel* ou *mercure muriaté natif*. On le trouve aussi combiné au plomb, mais ce chlorure est toujours mêlé de carbonate de plomb.

Combiné à l'hydrogène, il forme l'acide *muriatique* ou *hydrochlorique* qui se trouve à l'état de gaz ou de solution dans l'eau ou imprégnant des subtances poreuses autour des volcans. Ce chlorure d'hydrogène, combiné à l'ammoniaque, donne le *sel ammoniac* qu'on trouve dans les houillères embrasées et les produits volcaniques : combiné

à la chaux, il constitue l'hydrochlorate de chaux qui existe en solution dans plusieurs eaux et accompagne toujours le chlorure de sodium ; avec la magnésie, il donne l'hydrochlorate de magnésie qui est en solution dans quelques eaux, toujours avec celui de chaux : avec l'oxide de cuivre, il fournit l'*atakamite* ; avec l'alumine et la soude, il constitue la *sodalite*.

Dans les laboratoires, on l'extrait par deux procédés différens :

1.° On soumet à l'action de la chaleur dans un vase de verre terminé par un tube recourbé qui s'engage sous la cuve à eau, une partie de peroxide de manganèse en poudre fine et cinq à six parties d'acide hydrochlorique liquide. Ces deux corps réagissent l'un sur l'autre : une partie de l'acide se décompose en chlore qui se dégage et en hydrogène qui, se combinant avec une partie de l'oxigène du péroxide de manganèse, forme de l'eau. L'autre partie se combine avec le manganèse ramené à l'état de protoxide et forme du protohydrochlorate de manganèse qui reste dans l'appareil.

2.° On chauffe le mélange d'une partie de péroxide de manganèse, de quatre de sel marin, de deux d'acide sulfurique concentré et de deux d'eau qui servent à étendre l'acide sulfurique. Sur l'oxide et le sel pulvérisés et mêlés, mis dans un vase de verre, au-dessus du feu, on verse peu-à-peu l'acide étendu, à l'aide d'un tube de sûreté. L'acide sulfurique se partage en deux, dissout un peu de manganèse après en avoir dégagé de l'oxigène et met à nu l'acide hydrochlorique qui agit comme ci-dessus.

Ce dernier procédé est moins usité et moins économique.

On doit recueillir le chlore dans des cloches

pleines d'eau, parce qu'il attaque le mercure ; ne pas le laisser trop long-temps en contact avec l'eau, parce qu'il s'y dissoudrait, et si une partie de chlore se dégageait dans l'air, on le neutraliserait au moyen de l'ammoniaque ; car respiré en petite quantité, il cause un sentiment de strangulation, resserre la poitrine et produit un véritable catharre nasal, et en plus grande quantité, il détermine une hémophtisie et par suite la mort.

Le chlore est un gaz d'un jaune verdâtre, d'une odeur forte, particulière et bien distincte, âcre et suffocante : d'une saveur acerbe et styptique. Il est inaltérable par les fluides impondérables. Sa pesanteur spécifique est de 2,4216 ; il est impropre à la combustion comme à la respiration ; il est incombustible dans les circonstances ordinaires, mais on peut le combiner avec l'oxigène par des procédés particuliers. Il se combine avec l'hydrogène très-facilement, mais lentement à la lumière diffuse, instantanément et avec explosion aux rayons solaires. Il agit sur toutes les substances organiques en s'emparant de leur hydrogène et les dénaturant. L'eau en dissout une fois et demie son volume ; ce solutum se congèle facilement à 3 ou 4 degrés au-dessus de zéro ; ces cristaux se fondent à + 20. Le solutum aqueux de chlore exposé à l'action directe de la lumière solaire perd sa couleur, devient incolore et acide et il se dégage de l'oxigène par suite de la décomposition d'un peu d'eau. A la lumière diffuse, les mêmes effets sont produits mais plus lentement. Il agit avec dégagement de chaleur et de lumière, même à la température ordinaire, sur certains métaux, sur le phosphore. Il forme avec l'azote une matière huileuse facilement et fortement détonnante. Exposé à une forte pression et à une basse température,

il se liquéfie : ce fluide, d'une couleur jaune citrine est si volatil, que sous la pression ordinaire il reprend subitement son état gazeux.

Le chlore gazeux est employé de la manière la plus heureuse et la plus utile pour désinfecter l'air chargé de miasmes putrides. Lorsqu'ils y sont en très-grande quantité, on dégage dans le lieu même une certaine quantité de ce gaz, après avoir toutefois éloigné les hommes et les animaux qui pourraient être fortement incommodés par l'action qu'exerce ce gaz introduit en quantité dans les poumons.

Dans les hôpitaux, où les miasmes ne sont jamais en grande quantité et d'où on ne peut éloigner les malades, on se sert d'appareils fumigatoires pour opérer à volonté un dégagement de ce gaz dans les salles, auprès des lits des malades.

Malgré l'action délétère que le chlore exerce dans l'économie, on a annoncé dernièrement de bons effets de l'inspiration de très-petites quantités de ce gaz dans quelques maladies du poumon.

Le chlore dissous dans l'eau sert pour enlever les tâches d'encre, blanchir la pâte du papier, les estampes, les tissus de lin, de chanvre et de coton, pour arroser et laver les salles des hôpitaux ; pour se laver les mains et frotter le corps lorsqu'on doit habiter les lieux infectés de maladies contagieuses, conserver les cadâvres et en détruire la mauvaise odeur, etc.

Dans toutes ces réactions, le chlore agit, par l'affinité qu'il a pour l'hydrogène, décompose toutes les subtances organiques, les fait changer de nature et se convertit en acide hydrochlorique.

PROTOXIDE DE CHLORE.

On l'obtient en chauffant doucement dans un

ballon muni d'un tube recourbé qui s'engage sur la cuve à mercure, une partie de chlorate de potasse en poudre avec les trois quarts de son poids d'acide hydrochlorique étendu d'eau. Une portion de l'acide hydrochlorique se porte sur la potasse pour former de l'eau et du chlorure de potassium qui reste dissous dans l'eau, tandis que l'autre partie est décomposée par l'acide chlorique : son hydrogène s'unit à une partie de l'oxigène de l'acide chlorique d'où résulte du chlore qui provient de l'acide hydrochlorique et du protoxide de chlore qui a été formé aux dépens de l'acide chlorique en partie désoxigéné. En recevant ces gaz sur le mercure, le chlore libre est absorbé et le protoxide reste à l'état de pureté.

Le protoxide de chlore est composé d'un volume de gaz chlore et d'un volume de gaz oxigène. Il est gazeux, d'une couleur brillante vert-jaunâtre, d'une odeur forte, analogue à celle du sucre brûlé, mêlée de celle du chlore. Sa pesanteur spécifique est de 2,4. Ce gaz rougit les couleurs bleues végétales et les détruit ensuite : il n'entretient point la respiration des animaux, mais il entretient la combustion par sa décomposition. La moindre chaleur, celle même de la main, suffit pour le décomposer avec explosion : aussi ne doit-on le transvaser qu'avec précaution d'une cloche dans une autre. L'eau à 15° en dissout huit fois son volume et acquiert la couleur et l'odeur particulière du gaz. Le protoxide de chlore n'est point employé en médecine, mais il est necessaire pour se procurer l'acide iodique pur, qui est usité dans ses combinaisons avec la potasse et la chaux.

GAZ ACIDE HYDROCHLORIQUE.

Esprit de sel. — Acide du sel marin. — Acide

6.

marin. — *Acide muriatique.* — *Chlorure d'hydrogène.* — Il est composé en volume de parties égales de chlore et d'hydrogène, sans condensation, et en poids d'une partie d'hydrogène et de trente-six de chlore.

Il se trouve en état de vapeur dans tous les terrains volcaniques et surtout dans le voisinage des volcans en activité, quelquefois libre dans les laves : combiné avec plusieurs oxides métalliques, ainsi qu'on l'a vu plus haut.

On l'obtient en mettant dans une cornue de verre du sel marin et les quatre cinquièmes de son poids d'acide sulfurique; on ajuste de suite au col de la cornue un tube recourbé qu'on a préparé d'avance et on expose à une douce chaleur lorsque le dégagement se ralentit. On peut le recueillir en gaz sur le mercure, après avoir laissé perdre les premières portions qui sont mélangées avec l'air contenu dans les vases, ou le dissoudre dans l'eau dans l'appareil de Woulf. Le sel marin est une combinaison de chlore et de sodium : par la décomposition de l'eau de l'acide sulfurique, le sodium s'oxide, se combine avec l'acide sulfurique, et l'hydrogène de l'eau décomposée, en se combinant avec le chlore, forme l'acide hydrochlorique.

Le gaz acide hydrochlorique est incolore, d'une odeur acide très-piquante, impropre à la respiration, ainsi qu'à la combustion : en contact avec l'air il répand des vapeurs blanches abondantes qui résultent de la combinaison de ce gaz avec l'eau que contient l'atmosphère. Sa pesanteur spécifique est de 1,247. Il est indécomposable par la chaleur : décomposé en partie par un courant d'étincelles électriques, quoiqu'une étincelle électrique détermine la combinaison de chlore et d'hy-

drogène. Il est sans action sur tous les corps simples non métalliques. Il rougit fortement la teinture de tournesol, se combine à l'eau, à l'ammoniaque, aux oxides métalliques, aux bases salifiables organiques, précipite abondamment en flocons blancs le solutum de nitrate d'argent, ainsi que celui de protonitrate de mercure.

ACIDE HYDROCHLORIQUE AQUEUX.

On met un grand ballon de verre sur un fourneau au moyen d'un triangle de fer, et on le met en communication avec trois flacons de Woulf, munis de tubes de sûreté. Le premier flacon ne contient qu'une très-petite quantité d'eau distillée qui est destinée à laver le gaz : les deux autres n'en sont remplis que jusqu'au tiers. On en met quelquefois un quatrième contenant du lait de chaux, afin que dans le cas d'un dégagement surabondant, les vapeurs d'acide hydrochlorique ne se répandent pas dans le laboratoire. Après avoir introduit le sel marin décrépité ou fondu et pulvérisé, dans le ballon, on lute bien toutes les jointures et on verse peu à peu par le tube à boule en S qui communique avec le ballon, autant d'acide sulfurique étendu du tiers de son poids d'eau qu'on a employé de sel. Il en résulte même à la température ordinaire un dégagement de gaz qui, après avoir chassé l'air du ballon, se rend dans l'eau du premier flacon, s'y dissout et ne tarde pas à le saturer : de là il passe dans l'eau du second et du troisième flacon qu'il sature successivement. A mesure que l'eau absorbe le gaz hydrochlorique, on observe qu'elle augmente de volume et s'échauffe beaucoup, ce qui affaiblit son action dissolvante. Seize parties de sel suffisent

pour opérer, à la température de + 20, la saturation de onze parties d'eau distillée.

Ce solutum de gaz acide hydrochlorique dans l'eau, à l'état de pureté, est un liquide incolore, très-acide et caustique, d'une odeur piquante très-forte. Lorsqu'il est le plus concentré possible, sa pesanteur spécifique est de 1,210. Il répand dans l'air des vapeurs blanches abondantes, comme le gaz lui-même, et qui sont dues à la même cause. La moindre quantité de gaz ammoniaque donne en présence de l'acide hydrochlorique des vapeurs blanches très-prononcées, et il se forme de l'hydrochlorate d'ammoniaque.

Les réactifs agissent sur ce solutum comme sur le gaz lui-même.

Celui qu'on trouve dans le commerce et qui est le résultat d'un travail en grand dans les fabriques de soude artificielle, est toujours impur : il est coloré en jaune foncé par un peu de perhydrochlorate de fer. On peut le purifier, pour les usages ordinaires, par la distillation dans des cornues de verre.

On conserve l'acide hydrochlorique aqueux dans des flacons de verre bouchés à l'éméri, et dans un lieu dont la température soit peu élevée, lorsque cet acide est concentré.

Mêlé avec un quart d'acide nitrique, il forme l'acide hydrochloro-nitrique, et ce mélange agit sur un grand nombre de corps qui ne sont attaqués par aucun de ces deux acides agissant isolément.

L'acide hydrochlorique aqueux est usité dans la fabrication du chlore, de l'hydrochlorate d'étain, de l'eau régale : pour l'extraction de la gélatine des os, et pour un grand nombre d'autres produits.

En médecine il entre dans des juleps acides,

des gargarismes détersifs ou astringens, des limonades minérales, etc.

CARACTÈRES DES HYDROCHLORATES.

Solubles en grand nombre dans l'eau qui en décompose quelques-uns. Exposés au feu, les uns abandonnent leur acide et il ne reste que l'oxide : le plus grand nombre se convertit en chlorure à une haute température, et ceux-là, qui sont fixes ou volatils, sont toujours fusibles, mais plus ou moins et à des températures différentes. Plusieurs hydrochlorates se changent en chlorures par la cristallisation. Tous donnent des vapeurs blanches, âcres et acides par l'action de l'acide sulfurique, et s'ils sont dissous, un précipité lourd et analogue au caillé du lait, par le nitrate d'argent. Ce précipité est insoluble dans tous les acides, mais soluble entièrement dans l'ammoniaque liquide. Dans les hydrochlorates, l'oxigène de la base est à l'hydrogène de l'acide dans les proportions nécessaires pour former de l'eau.

APPAREIL DE WOULF.

Il se compose d'une cornue ou d'un ballon, au col desquels est adapté un tube recourbé qui communique avec la première tubulure d'un flacon qui en a trois. Un second tube doublement recourbé à angle droit et adapté à la dernière tubulure de ce flacon, va plonger par sa branche la plus longue dans un second flacon semblable, auquel il s'adapte par la première tubulure. Un autre tube pareil à celui-ci, adapté à la dernière tubulure, va plonger dans le liquide d'un troisième flacon semblable aux deux autres. On multiplie à

volonté ces flacons à trois tubulures, et on les met en communication par des tubes semblables à ceux dont il est fait mention plus haut. Un tube droit, ouvert par les deux bouts, implanté dans la tubulure du milieu de chaque flacon, plonge de quelques lignes seulement dans le liquide que ces flacons renferment.

Cet appareil est destiné à opérer la condensation dans l'eau ou tout autre liquide, du gaz que l'on fait dégager par une réaction opérée dans le ballon ou la cornue.

L'air de ces différens vases est dilaté par la chaleur à laquelle ils sont exposés, chassé par les nouveaux produits gazeux qui sont mis en liberté, et il se dégage par cette pression intérieure qui se manifeste. S'il n'y a point de tube droit, dit tube de sûreté, dès que l'appareil viendra à se refroidir par l'abaissement seul de la température, la portion de gaz qui est très-dilatée se contractera; sa force élastique qui l'emportait sur celle de l'air extérieur venant à diminuer, celle de l'air deviendra plus grande et s'exercera alors en tous les sens: elle agira sur la couche de liquide dans laquelle plongent les tubes et forcera le liquide à passer d'un vase dans l'autre. Cet effet sera bien plus prompt si le produit qui a été dégagé est à l'état de vapeur ou très-soluble dans l'eau : à mesure que sa condensation ou sa dissolution s'opèrera, l'équilibre ne pouvant plus exister entre la pression intérieure et celle extérieure, cette dernière déterminera l'ascension du liquide dans les vases et leur mélange, ce qui fait manquer le but de l'opération.

C'est pour obvier à ces effets de la pression de l'air qu'on fait usage de tubes particuliers, dé-

signés par rapport à cette garantie sous le nom de tubes de sûreté.

Lorsque le gaz dégagé presse la surface du liquide du premier flacon, le liquide monte dans le tube vertical jusqu'à une certaine hauteur, mais en même-temps le gaz s'introduit dans le tube recourbé, presse le liquide du deuxième flacon et descend dans le liquide jusqu'à l'extrémité du tube qui le conduit. Il se dégage alors en traversant le liquide et passe dans le flacon. Les mêmes phénomènes ont lieu dans les flacons suivans, et lorsque chacun des liquides contenus dans l'un d'eux est près d'être saturé du gaz qui le traverse, l'excès s'en dégage et s'introduit dans le flacon suivant.

La pression du gaz dans le ballon ou la cornue et le premier flacon, est égale à la somme des pressions représentées par la longueur dont chaque tube plonge dans les flacons suivans. Quand l'opération est terminée, le refroidissement de l'appareil ou la condensation spontanée des gaz tendrait à faire remonter le liquide des flacons les uns dans les autres. Les tubes verticaux servent à prévenir cet effet qui mélangerait ensemble des produits que l'on a voulu fractionner, et la pression extérieure fait rentrer un peu d'air atmosphérique dans les flacons par ces tubes, et l'équilibre se rétablit ainsi tout à la fois.

On se sert aussi de tubes recourbés portant une boule à moitié remplie d'eau et qui communiquent avec un tube vertical surmonté d'un entonnoir. Lorsque le gaz contenu dans l'appareil se condense, l'air presse également sur l'orifice du tube qui plonge dans l'eau, et sur celle qui est dans l'air. Cette pression détermine l'eau à s'élever dans le tube par l'ouverture inférieure d'une quantité égale à celle dont elle s'abaissera dans le tube ver-

tical soudé au milieu de l'horizontal et portant la boule au milieu de sa courbure verticale aussi, au-dessous du niveau de l'eau que renferme la boule : lorsque l'air, par l'effet de sa pression, aura chassé tout le liquide dans la boule et qu'il sera parvenu à un point où il n'y a plus qu'une légère couche d'eau, en raison de sa légèreté, il traversera l'eau de la boule, s'introduira sous forme de bulles et rétablira l'équilibre. Par ce moyen l'eau de ce vase ne peut jamais parvenir dans le voisin : elle s'élèvera tout au plus à quelques pouces au-dessus de son niveau dans la longue branche qui est en contact avec l'air.

Les tubes droits joignent à une plus grande simplicité l'avantage d'être moins embarrassans à manier, moins faciles à briser que les tubes à boule.

BROME.

Il existe dans l'eau de la mer en proportion très-faible, dans quelques eaux salées et minérales.

Dans les eaux mères des marais salans, on fait passer un courant de chlore qui décompose le brômure de magnésium qui y existe et forme du chlorure de magnésium, en mettant le brôme en liberté. On ajoute une certaine quantité d'éther hydratique (éther sulfurique), on agite fortement, et par le repos, l'éther coloré en rouge hyacinthe par le brôme qu'il a dissous, surnage l'eau mère qui est alors décolorée.

On retire cet éther brômuré, on y jette un solutum de potasse caustique; il en résulte la décomposition d'une partie de cet oxide. Le potassium désoxigéné s'unit à une partie du brôme, et ce brômure de potassium reste liquide ; l'oxigène dégagé de cette partie de la potasse se porte sur l'autre partie du brôme, le convertit en acide brômique qui sature le reste de la potasse, et ce bro-

mate de potasse qui est peu soluble se précipite. On filtre pour le séparer, on évapore le liquide à siccité, et on mêle le résidu avec le tiers de son poids de péroxide de manganèse. On traite ensuite par l'acide sulfurique étendu. La théorie est la même que celle pour l'extraction du chlore. Les vapeurs de brôme se condensent en partie sur les parois du récipient en un liquide rouge foncé qui, en raison de sa plus grande densité, se précipite au fond de l'eau qu'on a mis dans le récipient, sans se dissoudre en quantité sensible. D'ailleurs la couche d'eau qui le recouvre en étant saturée, empêche la dissolution de nouvelles parties. Pour l'avoir pur et sans eau, on le distille sur du chlorure de calcium.

A la température ordinaire, le brôme est liquide, d'un rouge si foncé, qu'il paraît noir par réflexion, et d'un rouge hyacinthe, quand on l'interpose en couches minces entre l'œil et la lumière. Son odeur est forte et désagréable ; sa saveur forte, âcre et caustique. Sa pesanteur spécifique est de 2,966. Il se solidifie en une masse cristalline à — 20° ; il colore la peau en jaune foncé en la corrodant ; il est très-volatil, et une goutte versée dans un flacon d'une grande capacité, s'y vaporise à l'instant, et le remplit d'une vapeur jaune rutilante ; il détruit rapidement les matières colorantes ; il bout à + 47°, n'est point altéré à la température rouge, ne décompose pas l'eau et ne s'y dissout qu'en petite quantité. Ses véritables dissolvans sont l'alcool et l'éther.

On prépare pour l'usage médical, une *eau bromurée*, en faisant dissoudre une partie de brôme dans quarante parties d'eau distillée. Ce solutum aqueux administré à la dose de cinq à six gouttes étendues dans 125 grammes d'un autre liquide,

est employé à l'intérieur, de la manière la plus avantageuse dans le traitement des maladies scrofuleuses : à l'extérieur on employe aussi, et avec le même avantage, ce solutum pour en arroser les cataplasmes dont l'application est souvent nécessaire dans ces maladies.

ACIDE BROMIQUE.

Il ne se forme que lorsque le brôme rencontre l'oxigène à l'état de gaz naissant, ou qu'il agit sur l'oxide de potassium, de sodium, de barium, etc., en présence de l'eau. Il se forme alors deux combinaisons. L'oxide cède son oxigène qui se porte sur le brôme et l'acidifie, et le métal désoxigéné s'unit à une autre portion du brôme pour former un bromuro.

On décompose par l'acide sulfurique un solutum de protobrômate de barium, obtenu par ce moyen. Il se forme du sulfate de barite insoluble, on filtre et l'on soumet à une évaporation lente jusqu'à ce que le liquide ait la consistance sirupeuse.

L'acide brômique ainsi obtenu est incolore, inodore, d'une saveur très-acide, rougit fortement la teinture de tournesol, qu'il décolore peu de temps après. Le calorique le décompose partiellement en brôme et en oxigène, et l'autre partie se vaporise. Les acides minéraux oxigénés, principalement ceux qui ne sont pas saturés d'oxigène, et quelques hydracides le décomposent. Il est formé de brôme 64,69 et 35,31 d'oxigène.

CARACTÈRES DES BROMATES.

Au feu ils donnent de l'oxigène, du brôme et

de l'oxide, ou de l'oxigène ou un bromure : ils sont décomposés par les acides sulfureux et hydrosulfuriques, qui en dégagentl e brôme : ils scintillent sur les charbons ardens. L'acide sulfurique, à chaud, eu dégage de l'oxigène et du brôme. Le solutum aqueux des brômates forme avec le nitrate d'argent un précipité blanc pulvérulent, et avec le protonitrate de mercure un précipité blanc jaunâtre soluble dans l'acide nitrique. Dans ces sels l'oxigène de l'acide est à celui de l'oxide : : 5 : 1.

ACIDE HYDROBROMIQUE.

Le brôme passe toujours à l'état d'acide hydrobrômique, en présence du gaz hydrogène naissant ou de composés hydrogénés.

On verse un peu d'eau sur une combinaison de brôme et de phosphore, ou seulement ces deux corps sont mis en contact et humectés. L'eau est décomposée, son oxigène se porte sur le phosphore, et son hydrogène s'unissant au brôme produit du gaz acide hydrobrômique.

Ce gaz est incolore, acide, d'une odeur piquante, répand à l'air des vapeurs blanches très-denses, qui provoquent la toux. On voit donc qu'il a une grande affinité pour l'eau, aussi lorsqu'on le fait passer dans ce liquide, il y a dégagement de chaleur, augmentation de volume, de densité : ce solutum d'acide hydrobrômique répand aussi des vapeurs blanches au contact de l'air, peut dissoudre du brôme et se colorer en jaune foncé. Liquide ou gazeux, cet acide est décomposé par le chlore, et le brôme est mis à nu. Les métaux qui ont beaucoup d'affinité pour le brôme, décomposent cet acide à des degrés différens de température : il se forme toujours un brômure et il y a dégage-

ment d'hydrogène. Il est composé de volumes égaux d'hydrogène et de vapeurs de brôme, sans augmentation ni contraction de volume, et en poids de 98,68 de brôme et 1,32 d'hydrogène.

CARACTÈRES DES HYDROBRÔMATES.

Ils se comportent, en général, comme les hydrochlorates, et leur composition est analogue, l'oxigène de l'oxide étant à l'hydrogène de l'acide :: 1 : 2.

Le chlore déplace le brôme de toutes ses combinaisons. L'acide sulfurique concentré, versé sur les hydrobrômates, occasionne une vive effervescence, due au dégagement de vapeurs blanches-jaunâtres, mélange d'acide hydrobrômique et de brôme. Le solutum des hydrobrômates forme avec le nitrate d'argent, un précipité floconneux jaune-serin insoluble dans les acides, soluble dans l'ammoniaque.

IODE.

Ce corps simple existe dans la soude de Varec, la cendre de plusieurs autres plantes marines en combinaison avec le potassium : en petite quantité dans les eaux de la mer et les salines du continent, et dans l'eau de quelques sources salées en combinaison avec le sodium. Plusieurs productions animales (*éponges*, enveloppes de quelques crustacés), en offrent de très-petites quantités. Dans une mine d'argent au Mexique, on le rencontre combiné avec ce métal.

On obtient l'iode des eaux mères de la soude de Varec, après en avoir retiré tous les sels étrangers et le carbonate de soude. Ce liquide, qui ne

peut plus donner de cristaux est coloré en jaune brunâtre et ne contient plus que de l'iodure de potassium uni à quelques petites portions de sel marin, de carbonate de soude, de sulfates de potasse, de soude et de chaux; on le mêle avec son poids d'acide sulfurique concentré dans une cornue de verre, munie d'une allonge et d'un ballon, et on chauffe peu-à-peu. Dès que le mélange de l'acide et du liquide est opéré, il se dégage de l'acide hydrochlorique en vapeurs blanches et ensuite des vapeurs violettes et abondantes qui proviennent de la décomposition de l'iodure de potassium par l'acide sulfurique. Une partie de l'eau est décomposée, le potassium s'oxide et se combine à l'acide sulfurique, l'iode passe à l'état d'acide hydriodique qui est décomposé par l'excès d'acide sulfurique, d'où résulte de l'eau, du gaz acide sulfureux et de l'iode. Les vapeurs de ce dernier se condensent en partie dans le col de la cornue et dans l'allonge, sous la forme de paillettes d'un gris foncé, noirâtre, avec éclat métallique, et cristallines; mais on ne peut point leur assigner de formes régulières. On le recueille avec soin, on le lave avec un peu d'eau froide, pour enlever l'acide hydrochlorique dont il est mouillé; on le sèche en le pressant entre des feuilles de papier-joseph, et on le distille sur du chlorure du calcium fondu pour le priver d'eau; celui du commerce est seulement lavé et séché sur du papier.

Quelquefois on ajoute au mélange d'eau mère de soude de Varec et d'acide sulfurique, du péroxide de manganèse, ce qui favorise la décomposition de l'acide hydriodique dégagé. Cet oxide agit comme dans l'extraction du chlore.

Lorsque l'eau mère contient fort peu d'iodure, on retire avantageusement l'iode, en y versant un

solutum d'une partie de sulfate de cuivre et de deux parties et quart de protosulfate de fer jusqu'à ce qu'il cesse de s'y former un précipité. Le protosulfate de fer passe à l'état de persulfate en enlevant l'oxigène au cuivre qui se précipite en combinaison avec tout l'iode. On filtre, on sèche l'iodure cuivreux, on le mêle avec son poids de péroxide de manganèse, et on distille dans une cornue à un feu violent. Le cuivre enlève de l'oxigène au péroxide de manganèse, l'iode mis en liberté se volatilise dans le récipient, et il reste dans la cornue un mélange de protoxide de mauganèse et de protoxide de cuivre.

L'iode bien sec est très-peu volatil à la température ordinaire, et peu odorant ; mais lorsqu'il est humide il se vaporise d'une manière très-sensible et répand une odeur particulière, distincte, quoiqu'elle se rapproche beaucoup de celle du chlore. Sa saveur est âcre, analogue à son odeur et persiste long-temps. Il fond à la température de $+ 107^{\circ}$, entre en ébullition à $+ 177^{\circ}$ et alors se transforme en une très-belle vapeur violette, tirant sur le pourpre, qui repasse peu-à-peu à l'état solide, en cristallisant sur les parois des vases qui la contiennent. La densité de cette vapeur (la plus grande de toutes) est de 8,716. L'eau en dissout $\frac{1}{7000}$, se colore en jaune orangé, en acquiert l'odeur faible et n'a point de saveur. Ce solutum exposé à l'action de la lumière, se décolore peu-à-peu, perd son odeur et devient acide par suite de la décomposition d'une très-petite partie de l'eau qui transforme l'iode en acides iodique et hydriodique. L'eau bouillante entraîne totalement avec elle, en vapeurs, l'iode sans l'altérer. Quand l'eau est chargée d'un sel, principalement

d'hydrochlorate ou de nitrate d'ammoniaque, elle dissout une quantité beaucoup plus considérable d'iode, et cela paraît ne pas dépendre de la décomposition des sels.

L'alcool et l'éther sulfurique dissolvent l'iode avec la plus grande facilité, même à froid, et se colorent en jaune brun très-foncé.

Les solutum aqueux et alcoolique d'iode, mis en contact avec celui de fécule ou d'amidon, donnent instantanément une belle couleur bleue; mais ce réactif n'est bon que pour reconnaître les plus petites quantités d'iode libre; car lorsqu'il est combiné à d'autres corps, il n'y a point de coloration avec le solutum d'amidon. L'iode colore la peau en jaune brun, mais cette teinte disparaît par l'évaporation spontanée de l'iode.

L'iode, poison à une dose peu élevée, est employé intérieurement, depuis 1/8 de grain jusqu'à un grain entier, deux fois par jour, en pilules. Il exerce sur les glandes, principalement sur la thyroïde, une action très-remarquable, par suite de laquelle ces organes s'atrophient d'une manière plus ou moins complète. On cesse son usage dès qu'on voit survenir de l'amaigrissement, indice de son action nuisible. On l'employe aussi de la manière la plus avantageuse contre les scrofules. Le solutum d'iode dans l'alcool, dans l'éther, ajouté à de l'eau sucrée, est aussi employé dans les mêmes cas. A l'extérieur son usage est plus fréquent. Dissous dans l'eau à l'aide de l'hydrochlorate d'ammoniaque, il est employé en bains: mêlé à la graisse, on en frictionne les parties malades (vol. 1, p. 392).

ACIDE IODIQUE.

Il n'existe point dans la nature : il se produit

dans la réaction de l'eau sur certains composés d'iode ou dans celle de ce corps sur les oxides métalliques, lorsque l'iode rencontre le gaz oxigène naissant, car à aucune température ces deux corps ne peuvent s'unir directement.

Il résulte de deux volumes d'iode gazeux et de cinq d'oxigène, ou en poids de 75,96 d'iode et 24,04 d'oxigène. On le prépare en dégageant d'un vase en verre du protoxide de chlore qu'on fait passer dans un tube horizontal, renfermant des fragmens de chlorure de calcium pour le dessécher, et qui vient ensuite se rendre dans un ballon où l'on a l'iode en poudre. Dès que le contact a lieu entre le gaz et l'iode, il se dégage du calorique : le protoxide de chlore est décomposé ; l'oxigène et le chlore se portent chacun sur une partie de l'iode, d'où résulte de l'acide iodique et du chlorure d'iode, qui sont réunis en masse solide d'un jaune rougeâtre. En exposant ce mélange à une douce chaleur, et dirigeant un courant d'air sec dans le ballon, le chlorure d'iode est volatilisé, et l'acide iodique reste au fond du ballon, sous la forme d'une masse blanche, solide.

L'acide iodique est blanc, demi-transparent, incolore, inodore, d'une saveur stiptique, très-aigre, rougissant fortement la teinture de tournesol et finissant par la décolorer peu à peu. En général il fait passer la plupart des couleurs végétales au jaune pâle. A la température de + 200°, il fond et se décompose entièrement en donnant des vapeurs d'iode et de gaz oxigène. Il absorbe l'humidité de l'air et se résout en liquide ; très-soluble dans l'eau ; décomposable par tous les corps combustibles simples ou composés qui ont beaucoup d'affinité pour l'oxigène; ayant une tendance très-prononcée à se combiner avec tous les acides

qui ne sont pas susceptibles de le décomposer ; ensorte qu'on ne l'obtient pas pur par les autres procédés indiqués , qui consistent à décomposer l'iodate de baryte par l'acide sulfurique, l'iodate de chaux par l'acide oxalique, l'iodate de potasse par l'acide tartrique.

En médecine, l'acide iodique n'est point usité seul , mais combiné aux oxides de potassium et de calcium.

CARACTÈRES DES IODATES.

Décomposables, pour la plupart, par le feu, en iode, en oxigène, et en oxide métallique, si le métal n'est pas de nature à se réduire par la chaleur : d'autres donnent du gaz oxigène et sont transformés en iodures. Généralement insolubles ou très-peu solubles dans l'eau : l'acide iodique en est séparé par les acides minéraux saturés d'oxigène dont une partie reste combinée avec lui, et les acides qui peuvent absorber une nouvelle dose d'oxigène, lui en enlèvent et mettent en liberté l'iode. Les iodates solubles fusent sur les charbons ardens et produisent une légère déflagration. L'acide sulfurique en dégage à chaud des vapeurs violettes; ils donnent avec le nitrate d'argent un précipité dissoluble dans l'ammoniaque. Dans les iodates, l'oxigène de l'acide est à celui de l'oxide, comme 5 à 1.

ACIDE HYDRIODIQUE.

Il est formé de volumes égaux d'hydrogène et de vapeur d'iode et en poids de 0,78 d'hydrogène et de 99,22 d'iode. Quelques-uns croient qu'il existe combiné à la potasse dans les fucus, les éponges, quelques eaux salines, etc. La majorité

croit que cet acide est purement artificiel et que ces substances contiennent l'iode directement combiné aux métaux.

On obtient l'acide hydriodique gazeux, en soumettant à l'action d'une douce chaleur, de l'eau et du phosphure d'iode composé de 16 iode et 1 phosphore : l'eau est décomposée, et il se forme de l'acide phosphoreux qui reste en dissolution et du gaz acide hydriodique qui se dégage. On ne peut point le recueillir sur l'eau, ni sur le mercure, parce qu'il se dissout dans le premier cas, et que le second le décompose et il y a une formation d'iodure de mercure. On doit le recueillir dans un flacon étroit, plein d'air, au fond duquel on fait arriver le gaz par un tube adapté à l'orifice du petit ballon dans lequel on a mis l'iodure de phosphore et l'eau. En raison de sa densité, il déplace l'air du flacon et le remplit entièrement.

On prépare l'acide hydriodique aqueux, vû sa grande solubilité dans l'eau, en faisant passer un courant de cet acide gazeux dans l'eau distillée ; mais il vaut mieux faire passer un courant de gaz acide hydrosulfurique à travers de l'eau dans laquelle on a mis de l'iode : l'acide hydrosulfurique est décomposé: le soufre se précipite et son hydrogène en se combinant avec l'iode, forme de l'acide hydriodique qui reste en dissolution ; on filtre pour séparer le soufre.

Cet acide gazeux est incolore, a une odeur très-piquante, analogue à celle de l'acide hydrochlorique, une saveur piquante. Sa pesanteur spécifique est de 4,443. En contact avec l'air, il forme des vapeurs blanches et en absorbe l'humidité. La chaleur rouge le décompose en partie. L'oxigène et l'air le décomposent en brûlant son hydrogène, rapidement à chaud, lentement à

froid. Il est décomposé à la température ordinaire par le chlore et les acides nitrique et sulfurique concentrés qui se combinent avec l'hydrogène, forment de l'eau et il y a dépôt d'iode.

L'eau, en raison de sa grande affinité pour ce gaz, l'absorbe rapidement et en dissout un grand nombre de fois son volume. Lorsqu'elle en est saturée, elle répand des vapeurs blanches à l'air, comme l'acide hydroclorique liquide. Ce solutum d'acide hydriodique se colore peu à peu par son exposition à l'air et prend une teinte jaune orangé de plus en plus foncée, par suite de la décomposition d'une partie de l'acide hydriodique. L'iode qui est mis à nu, ne se précipite pas ; il reste dissous dans la portion d'acide non décomposée, et c'est alors de l'acide hydriodique ioduré. Soumis à la chaleur, le solutum aqueux d'acide hydriodique ne laisse dégager que de l'eau jusqu'à la température de 128° : sa pesanteur spécifique est alors 1,7. Au delà, la combinaison d'eau et d'acide se volatilise elle-même.

L'acide hydriodique aqueux est employé comme l'iode; mais on le préfère ioduré ou contenant autant d'iode qu'il peut en dissoudre. Combiné au potassium, il est, suivant ceux qui l'admettent à l'état naturel, la cause des bons effets des substances marines, comme l'éponge brûlée ou calcinée (vol. 1, pag. 100) dans le traitement du goître.

CARACTÈRES DES HYDRIODATES.

L'acide sulfurique concentré, versé sur ces sels, en dégage d'abord des vapeurs blanches, puis jaunes, et ensuite violettes. L'acide nitrique les décompose et produit à chaud de belles vapeurs violettes. Le solutum aqueux de ces sels est décomposé peu à peu par le solutum aqueux

de chlore, dont le premier effet est de les colorer en jaune et ensuite en jaune rougeâtre : enfin, lorsque le chlore est en quantité suffisante, l'iode se précipite en poudre brune ardoisée, que la chaleur réduit en vapeurs violettes. Le solutum aqueux d'un hydriodate précipite en jaune doré le nitrate ou l'acétate de plomb : en jaune verdâtre, le protonitrate de mercure; et en rouge écarlate, le deutonitrate du même métal. En ajoutant à un solutum d'un hydriodate, un solutum aqueux d'amidon et y versant un peu d'eau chlorurée, il s'y développe une couleur bleue. En général ils sont solubles dans l'eau ; ils donnent avec le nitrate d'argent un précipité insoluble dans l'ammoniaque. Dans les hydriodates, l'oxigène de l'oxide est à l'hydrogène de l'acide comme un est à deux.

PHOSPHORE.

Corps simple qui existe en grande quantité dans la nature, à l'état d'acide phosphorique combiné; à la chaux, dans certaines montagnes d'Espagne, dans les os des animaux, dans l'apatite, etc. : à l'alumine, dans la Wavellite, les turquoises dites de vieille roche, etc.; à la magnésie, dans la wagnerite : au plomb, dans le plomb vert, etc.; au fer, dans la vivianite et les os fossiles dits turquoises; au manganèse et au fer, dans la triplite : au cuivre, dans l'hydrophosphate de cuivre; à l'urane, dans l'uranite. Il entre encore comme partie constituante dans quelques substances animales, telles que le cerveau et la pulpe nerveuse, la laitance des poissons, etc.

On l'obtient en décomposant, à un feu violent long-temps continué, dans une cornue de terre bien lutée, le phosphate acide de chaux par le charbon. Après l'avoir obtenu par volatilisation et

reçu dans l'eau pour qu'il ne s'oxigène pas, on le purifie en le faisant fondre dans l'eau bouillante, et en le passant à travers une peau de chamois. On le moule ensuite en cylindres dans des tubes de verre et on le conserve dans de l'eau distillée et bien privée d'air.

Le phosphore étant fourni pur, en très-grande quantité et à bas prix par le commerce, ne se prépare plus dans les pharmacies; car le procédé est très-long, et il serait plus dispendieux de le préparer soi-même et en petite quantité.

Il est solide, transparent et incolore lorsqu'il est pur et abrité de la lumière; de couleur très-variable par les altérations qu'il éprouve sous l'eau, en présence de la lumière directe ou réfléchie : flexible, facile à couper, entamé même par l'ongle. Il a une odeur alliacée particulière : sa saveur est nulle; au contact de l'air, il est lumineux et répand une légère flamme blanchâtre : la lumière ne peut être aperçue que dans l'obscurité, tandis que la fumée qu'il forme est visible en plein jour. Sa pesanteur spécifique est de 1,77. Quoique très-avide d'oxigène, il est sans action sur ce gaz à la température et à la pression ordinaire; mais si on élève la température, il l'absorbe rapidement, brûle avec un très-vif éclat, en répandant des vapeurs blanches très-épaisses d'acide phosphorique. Si l'on diminue la pression de l'oxigène, on n'a pas besoin d'augmenter la température : dès que ce gaz est raréfié, le phosphore répand de la lumière et des vapeurs blanches. A l'air, il brûle lentement, absorbe tout l'oxigène que contient ce fluide (*analyse de l'air*, *page* 10). On s'en sert aussi pour absorber l'oxigène qui se trouverait libre dans un mélange gazeux quelconque. Chauffé, il fond à 43°; à + 290° il se volatilise.

L'eau pure, à la température ordinaire et à l'abri de la lumière, n'a point d'action sensible sur le phosphore : si elle contient quelque substance, un peu d'air, et notamment sous l'influence de la lumière, elle acquiert au bout d'un certain temps une odeur alliacée, et possède des propriétés acides. Le phosphore se dissout dans l'alcool, l'éther et l'eau l'en précipite. Les huiles le dissolvent aussi.

Poison violent, qui agit en brûlant et en désorganisant les parties avec lesquelles il est en contact, même à des doses faibles : malgré cela on administre sa solution dans une huile grasse ou dans l'éther hydratique, mais à dose très-minime, comme un excitant très-puissant, dont l'action très-prompte, mais peu durable, paraît se porter particulièrement sur le système nerveux et principalement sur les organes de la génération. On avait essayé de le donner sous forme de pilules ou incorporé avec d'autres substances médicamenteuses, mais on a discontinué à cause de la facilité avec laquelle il brûle pendant la préparation. On l'emploie aussi en frictions, mêlé avec 24 parties de graisse, dans certaines paralysies, dans les affections goutteuses et rhumatismales rebelles, mais avec précaution : comme caustique, pour éviter une opération sanglante, sur un bouton cancéreux superficiel de la peau, on en met un très-petit morceau dessus et on y met le feu.

Dans les laboratoires, il est employé pour analyser l'air et déterminer la quantité d'oxigène libre dans les mélanges gazeux.

Dans les arts il sert à faire des briquets qui consistent, tantôt dans la fusion d'un peu de phosphore dans un petit flacon cylindrique de plomb, qu'on tient fermé avec un bouchon de même métal; tantôt dans la fusion du phosphore dans un flacon

de verre, bouché à l'éméril, avec un quinzième de magnésie calcinée qui sert à le diviser. Pour se procurer de la lumière, dans le premier cas, on gratte un peu avec l'extrémité d'une allumette soufrée le phosphore, et par le frottement sur un morceau de liége ou de gros drap, la chaleur qui se développe suffit pour enflammer la parcelle de phosphore détaché qui met le feu ensuite à l'allumette. Dans le second cas, l'allumette prend feu sans frottement. On trouve ces derniers briquets, dans le commerce, sous le nom de *mastic inflammable*.

ACIDE PHOSPHORIQUE.

Il n'existe point à l'état de liberté dans la nature, mais toujours combiné avec des oxides métalliques, notamment avec la chaux, dans les os des animaux, dont il constitue la base.

On brûle du phosphore dans une soucoupe de porcelaine sous une cloche placée sur le mercure, renfermant de l'air ou de l'oxigène sec, et on obtient cet acide à l'état enhydre.

On fait bouillir doucement une partie de phosphore avec quatre d'acide nitrique et huit d'eau. L'acide nitrique est décomposé : son oxigène se porte presque tout sur le phosphore, l'acidifie au maximum, et il se dégage du deutoxide d'azote. Lorsque ce dégagement a cessé l'acide phosphorique reste sous la forme d'un liquide incolore et d'une consistance sirupeuse.

On l'extrait des os, en les calcinant à blanc, et les traitant par l'acide nitrique jusqu'à ce qu'il ne dissolve plus rien. On filtre le liquide, on l'étend d'eau et on y verse un solutum d'acétate de plomb, tant qu'il se forme un précipité de phosphate de plomb et que le liquide restant n'a pas une saveur

sucrée. Par la filtration on sépare le phosphate de plomb, on le lave à l'eau bouillante, on le sèche, on le décompose par un tiers d'acide sulfurique concentré, étendu de douze parties d'eau. L'acide sulfurique s'empare de l'oxide de plomb, forme un sel insoluble et l'acide phosphorique mis en liberté, se dissout dans l'eau. On filtre, on évapore presque jusqu'à siccité, et on fait rougir dans un creuset de platine pour chasser l'eau et l'acide sulfurique, s'il y en a encore. Les creusets de terre sont attaqués et ne tardent pas à être percés par suite de la combinaison de l'acide phosphorique avec les oxides qui entrent dans la composition de ces vases.

On décompose une partie d'os calcinés par deux tiers de son poids d'acide sulfurique concentré étendu de dix parties d'eau. Il se forme du sulfate de chaux dont la presque totalité est insoluble, et un solutum de biphosphate de chaux : on filtre, on verse dans le liquide de l'ammoniaque caustique qui précipite du sous-phosphate de chaux, et se combinant avec l'acide en excès, forme du phosphate d'ammoniaque liquide. On filtre, on évapore le liquide qu'on filtre de nouveau, pour séparer le sulfate de chaux qui se précipite ; on dessèche le phosphate d'ammoniaque et on lui fait subir la fusion ignée dans un creuset de platine ; l'ammoniaque se vaporise et l'acide phosphorique reste seul.

Il est très-soluble dans l'eau, incolore, inodore, d'une saveur acide très-prononcée, rougit fortement le tournesol, perd une partie de son eau au feu, s'épaissit, se ramollit au-dessous de la chaleur rouge, se fond à cette température et fournit alors par sa solidification, un verre transparent, incolore, qui attire l'humidité de l'air. A une tempé-

rature élevée, le carbone le décompose et cette propriété nous sert à obtenir le phosphore. Les métaux le décomposent aussi à une haute température. A l'état de dissolution, l'acide phosphorique est éliminé de ses combinaisons par le sulfurique, le nitrique et l'hydrochlorique ; mais il les chasse à son tour à une haute température, parce qu'il est fixe et que les autres se volatilisent sur-le-champ à mesure qu'ils sont déplacés.

Il est composé d'oxigène 56,03 : de phosphore 43,97 ou deux volumes de phosphore gazeux et et cinq volumes de gaz oxigène.

Il a été employé et vanté dans les maladies des os, la carie surtout, à l'extérieur et à l'intérieur, à la dose de 15 à 30 gouttes, toutes les deux heures, dans un demi-verre d'eau.

CARACTÈRES DES PHOSPHATES

Conversibles au chalumeau en globules vitreux : les alcalins seuls sont solubles dans l'eau : tous les autres sont insolubles dans ce liquide et ne le deviennent que par un excès d'acide phosphorique qui les transforme en sexqui ou biphosphates, ou d'un acide qui, en s'emparant d'une partie de l'oxide, les ramène à cet état. Au feu, ils se fondent seulement si l'oxide est fixe et indécomposable par la chaleur : dans le cas contraire, ce dernier est réduit. Le charbon à une très-haute température et les métaux très-avides d'oxigène, à l'aide de la chaleur décomposent tous les phosphates. Dans les phosphates neutres, le rapport de l'oxigène et de l'acide est à celui de l'oxide comme 5 à 2 ; mais on ne peut obtenir ces sels sous cet état de saturation qu'à l'état liquide : à l'état de cristaux, ils contiennent toujours un excès soit d'acide

soit de base; dans le premier cas, l'acide contient cinq fois et dans le second, deux fois et demie autant d'oxigène que l'alcali.

Les phosphates ne développent aucune odeur, ni à froid ni à chaud, par l'acide sulfurique: leur solutum est précipité en flocons blancs par l'eau de chaux, de barite et de strontiane, et les précipités sont redissous entièrement sans effervescence dans l'acide nitrique ou hydrochlorique. Mêlé à celui de nitrate d'argent, leur solutum donne lieu à un précipité jaune-serin, sousphosphate d'argent.

AZOTE.

Il forme les 0,79 de l'air atmosphérique, entre dans la composition de quelques minéraux, de plusieurs végétaux et de la plupart des substances animales.

Pour obtenir l'azote de l'air atmosphérique, on met à la surface de l'eau une petite capsule ou soucoupe de porcelaine, dans laquelle on met un peu de phosphore : on l'enflamme, on recouvre la capsule avec une cloche contenant de l'air, en ayant soin de l'enfoncer à quelques pouces audessous du niveau de l'eau, sur laquelle flotte la capsule, pour empêcher l'air extérieur de pénétrer et tenir en même-temps renfermé celui qui est dans la cloche. La chaleur produite par la combustion du phosphore dilatant l'air, en expulsant une partie hors de la cloche, sous forme de bulles mêlées d'acide phosphorique, pour que la cloche ne puisse se renverser, il faut la tenir avec la main. Mais bientôt l'eau absorbe les vapeurs d'acide phosphorique et remonte d'une certaine quantité. Le gaz azote restant après la combus-

tion contient encore de petites quantités d'oxigène, un peu de vapeur de phospore qui lui donne une odeur alliacée, et tout l'acide carbonique qui existait dans l'air. On le dépouille des dernières portions d'oxigène, en y introduisant plusieurs petits bâtons de phosphore fixés à l'extrémité de tubes de verre, et les y laissant jusqu'à ce qu'ils ne paraissent plus lumineux, même dans l'obscurité. Lorsqu'on les retire, on les remplace par une petite quantité de chlore qui se combine avec la vapeur de phosphore et produit un chlorure qui se dissout dans l'eau. Enfin on l'agite dans des flacons de verre avec un solutum de potasse caustique qui absorbe l'excès de chlore et l'acide carbonique. On conserve ce gaz azote dans des flacons de verre bouchés à l'émeri et renversés de manière à maintenir le goulot dans l'eau.

On peut l'extraire aussi des corps dans la composition desquels il entre. Pour se le procurer en grande quantité, on fait passer du chlore gazeux dans de l'ammoniaque liquide. Ce chlore décompose une partie de l'ammoniaque et produit avec l'hydrogène, un des principes de l'ammoniaque, de l'acide hydrochlorique qui, se combinant avec l'ammoniaque non décomposée, forme de l'hydrochlorate d'ammoniaque. L'azote, autre principe de l'ammoniaque, séparé de l'hydrogène, se dégage avec une sorte d'effervescence. On le recueille, en le faisant passer à l'aide d'un tube de verre, dans un flacon rempli d'eau. L'ammoniaque doit toujours être en excès, pour qu'il ne puisse se former du chlorure d'azote, liquide qui par le plus petit choc ou mouvement, détonne avec une violence prodigieuse en se réduisant en ses élémens qui reprennent subitement l'état gazeux.

Le gaz azote est plus léger que l'air ; sa pesanteur spécifique n'est que de 0,976. Il est incolore, inodore, sans action sur la teinture de tournesol. Il est impropre à la respiration, mais il n'a pas de qualité délétère et les animaux ne meurent dans ce gaz que par défaut d'oxigène. Il ne peut entretenir la combustion. Il n'a aucune action sur l'air, ni à froid, ni à chaud, et s'y mêle en toutes proportions. L'eau en dissout 0,042.

ACIDE NITRIQUE.

Esprit de nitre. — *Eau forte.* — Il existe dans la nature combiné à la potasse, en solution dans les eaux de certains lacs, en petites aiguilles à la surface des sables, des roches calcaires, des murailles : à la soude et forme des bancs très-considérables dans l'Amérique ; à la chaux, en solution dans les eaux avec le nitrate de potasse : à la magnésie, en solution dans les eaux avec les nitrates de potasse et de chaux.

Le commerce fournit en grand cet acide pour les besoins des arts. On décompose le nitre par l'acide sulfurique dans de grands cylindres de fonte placés horizontalement les uns à côté des autres, et on recueille l'acide nitrique dans de grosses bouteilles de grès. Dans les laboratoires, pour l'obtenir on prend une cornue tubulée, dont la capacité doit être double au moins du mélange. On y met du nitrate de potasse pulvérisé : on la dispose convenablement sur un triangle de fer dans un fourneau : on la munit de son allonge, d'un ballon portant à sa tubulure un long tube de verre pour dégager sous une cheminée les vapeurs qui sont très-irritantes : on entoure le ballon de linges mouillés, on verse par dessus les deux tiers

de son poids d'acide sulfurique concentré à l'aide d'un entonnoir à longue tige, pour ne pas mouiller les parois, car l'acide sulfurique dont elles seraient imprégnées serait entraîné par l'acide nitrique; on chauffe peu à peu: l'acide nitrique ne peut exister sans eau; l'acide sulfurique ne décompose d'abord qu'une petite quantité de nitre; la quantité restante d'acide sulfurique qui n'a point réagi sur le sel, reprenant au peu d'acide nitrique dégagé, le peu d'eau mise en liberté, cette partie d'acide nitrique privée d'eau se décompose en oxigène et en acide nitreux très-volatil, dont la vapeur rouge-jaunâtre remplit la cornue. Mais bientôt cette réaction, qui avait commencé même à froid, devient plus vive: l'acide sulfurique se porte en très-grande quantité sur la potasse et abandonne son eau qui se combine avec l'acide nitrique qui passe à la distillation en vapeurs blanches. Ce dégagement a lieu pendant long-temps, mais enfin la température étant plus élevée, la matière se boursouflant beaucoup dans la cornue et tendant à passer dans le col, l'acide nitrique ne trouvant plus la quantité d'eau nécessaire à sa composition, les vapeurs rouges reparaissent plus abondamment. Alors on arrête l'opération, en retirant le feu et on laisse refroidir l'appareil. Le sulfate de potasse reste au fond de la cornue, avec excès d'acide sulfurique, sous la forme d'une masse blanche.

Si l'on emploie du nitre qui contienne du chlorure de sodium, et celui du commerce en contient toujours une petite quantité, une partie des vapeurs rouges est due à la décomposition simultanée des acides nitrique et hydrochlorique, d'où résultent du chlore et de l'acide nitreux. Si l'acide nitrique contenait de l'acide sulfurique, on l'en

débarrasserait en y ajoutant un solutum de nitrate de baryte et en distillant doucement.

L'acide nitrique ainsi obtenu contient de l'acide nitreux qui le colore en jaune, et souvent du chlore. Par l'exposition à une douce chaleur, l'acide nitreux se dégage et l'acide nitrique reste incolore. S'il contient du chlore, on y verse goutte à goutte un solutum de nitrate d'argent, jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité. Ce chlorure d'argent se réunit au fond du vase. On décante l'acide nitrique et on le distille de nouveau pour le débarrasser du nitrate d'argent qu'on a été obligé d'y mettre en excès.

L'acide nitrique est un liquide incolore, d'une odeur forte, piquante, désagréable; sa saveur est très-acide et caustique. Avec l'air, il répand des fumées blanches dues à ce que l'acide qui se vaporise se condense avec l'eau atmosphérique. Il décompose promptement les substances organiques en donnant lieu à de nouveaux produits et les colore toujours en jaune, si elles sont de nature animale. Sa pesanteur spécifique est de 1,514. Sous l'influence de la lumière solaire, il se colore bientôt en jaune ou en rouge, par sa décomposition partielle, le dégagement de gaz oxigène et la solution de l'acide nitreux dans le reste de l'acide nitrique, cause principale de la couleur. Il se congèle à — 40° et à — 20° si l'on y ajoute un peu d'eau. Il ne bout qu'à + 120°, ce qui permet de le distiller sans altération. Une température plus élevée le décompose en acide nitreux et en oxigène. Il se dissout dans l'eau en toute proportion, en produisant plus ou moins de chaleur. Presque tous les corps le décomposent, s'emparent avec plus ou moins de facilité d'une partie de son oxi-

gène, et il se dégage du deutoxide ou du protoxide d'azote, quelquefois même de l'azote.

L'acide nitrique contient 19,84 pour cent d'eau. Il est composé de deux volumes de gaz azote pour cinq d'oxigène, ou de 100 d'azote et 250 d'oxigène, ce qui établit pour le rapport en poids 26,15 d'azote et 73,85 d'oxigène.

L'acide nitrique a des usages très-multipliés dans les arts : dans nos laboratoires où il est employé comme le dissolvant par excellence, le corps facile à se procurer le plus oxigénant, à oxider la plupart des métaux, dissoudre les oxides, etc., ce qui le rend précieux pour une foule d'expériences et de combinaisons.

Concentré, il agit comme un puissant caustique et sert à détruire les verrues, les callosités qui se forment sur l'épiderme. Quoiqu'il les désorganise, il ne produit qu'un léger picotement à la peau. On l'emploie aussi à l'état de concentration pour cautériser les plaies envenimées, les ulcères compliqués de pourriture d'hôpital, etc. Etendu d'eau, on l'emploie encore à l'extérieur comme excitant et astringent dans les cas d'ulcères atoniques, de granulations spongieuses et certaines maladies de la peau. On l'administre à l'intérieur, étendu de 250 parties d'eau, sous forme de limonade dans les affections chroniques du foie, dans le scorbut, etc., cette boisson avait été vantée dans le traitement de la syphilis, mais elle n'est utile que dans les cas où la constitution est détériorée, pour relever les forces générales et remédier aux mauvais effets du mercure.

S'il était donné intérieurement à trop haute dose et qu'il occasionnât des accidens, on les combattrait par de l'eau chargée de magnésie en grande quantité, par un solutum de savon, par

des blancs d'œuf ou de la gélatine délayée dans beaucoup d'eau et par des boissons adoucissantes en grande quantité.

Plusieurs des combinaisons salines de l'acide nitrique avec des bases, sont aussi employées en médecine, à l'intérieur et à l'extérieur.

On emploie aussi l'acide nitrique, en fumigations, dans les maladies contagieuses, fréquemment en Angleterre, rarement en France, excepté pour les malades qui ne peuvent supporter le chlore. Pour cela on jette du nitre pulvérisé dans de l'acide sulfurique qu'on fait chauffer doucement.

CARACTÈRES DES NITRATES.

Les nitrates sont solubles dans l'eau : dans ces sels, l'oxigène de l'oxide est un cinquième de celui de l'acide. Les oxides insolubles sont aussi susceptibles de se combiner avec l'acide nitrique en d'autres proportions, de manière à former des sous-nitrates qui contiennent moitié, un tiers, un quart de l'acide que contiennent les nitrates neutres et même moins; mais ces sels peuvent être considérés comme un mélange d'oxide et d'une certaine quantité de nitrate neutre.

L'acide nitrique étant facilement décomposé par le calorique, les nitrates sont dans le même cas : ils laissent dégager d'abord de l'oxigène, ensuite de l'oxide d'azote et même de l'azote, et l'oxide reste pour résidu, s'il n'est pas décomposable par la chaleur. Quelques nitrates (de platine, de palladium), dont l'oxide a peu d'affinité pour l'acide nitrique, en fournissent une partie avant de se décomposer. Dans ceux où l'oxide n'est pas saturé d'oxigène, il se suroxide aux dépens d'une portion d'oxigène de l'acide nitrique.

Sur les charbons incandescens, les nitrates fusent et en activent la combustion, en scintillant plus ou moins vivement. Pulvérisés et délayés dans une petite quantité d'acide sulfurique concentré, il s'en dégage à froid des vapeurs blanches acides, d'une odeur piquante ; et à chaud des vapeurs jaunes rutilantes, si l'on y ajoute de la limaille de cuivre.

ACIDE CHLORONITREUX.

Eau régale. — Acide nitro-muriatique, nitro-hydrochlorique. — On variait autrefois beaucoup sur les proportions des deux acides qui constituent ce composé mixte. Souvent même pour se le procurer on n'employait pas le mélange direct des deux acides. Aujourd'hui que la théorie est bien connue, on ne met que la quantité d'acide nitrique nécessaire pour décomposer l'acide hydrochlorique et mettre le chlore à nu, et on le prépare en mêlant une partie d'acide nitrique avec trois d'acide hydrochlorique. Les produits qui résultent de la réaction qui a lieu, sont du chlore et de l'acide nitreux par suite de la formation de l'eau aux dépens de l'hydrogène de l'acide hydrochlorique et d'une partie de l'oxigène de l'acide nitrique.

On s'en sert dans les laboratoires pour obtenir des chlorures d'or, de platine, etc.; on l'a administré, étendu d'eau et sous forme de pédiluve dans les engorgemens et autres maladies chroniques du foie. A l'intérieur, on l'a employé avantageusement, en limonade, dans les fièvres pernicieuses, et en fumigations en arrosant le sol des lieux habités par les malades, ou laissant exposé à l'air, le flacon à large ouverture qui contient ce mélange.

HYDROGÈNE AZOTÉ OU AMMONIAQUE

Alcali-volatil. — L'hydrogène et l'azote ne se combinent que lorsqu'ils se rencontrent ensemble à l'état de gaz naissant, ou du moins l'un d'eux et cette combinaison a lieu toutes les fois que les matières animales éprouvent la putréfaction ou sont soumises à une température élevée : que pendant l'oxidation d'un corps, l'eau et l'air agissent ensemble sur ce dernier.

L'ammoniaque existe tout formé dans le règne inorganique, dans les oxides de fer natifs, dans les argiles : uni à l'acide hydrochlorique dans le sel ammoniac que l'on trouve dans les houillières embrasées et les produits volcaniques : à l'acide sulfurique tantôt en solution dans quelques eaux, tantôt en efflorescence à la surface des plaines sableuses, dans les laves récentes, dans les houillères embrasées *(mascagnine)*. Il s'en forme par l'action vitale des plantes et des animaux, puisqu'il se rencontre dans plusieurs liquides secrétés et excrétés.

On retire l'ammoniaque des corps avec lesquels il est en combinaison directe. On prend de l'hydrochlorate d'ammoniaque ou sel ammoniac et on le pulvérise. On le mêle alors avec parties égales de chaux vive pulvérisée. On en remplit presqu'entièrement un petit vase de verre muni d'un tube recourbé qui s'engage sous le mercure. En chauffant ce mélange, la chaux par sa plus forte affinité pour l'acide hydrochlorique, déplace l'ammoniaque qui se dégage en abondance à l'état de gaz. Le résidu est donc de l'hydrochlorate de chaux, mêlé à l'excès de chaux. Si on veut le regarder comme du chlorure de calcium (et c'est l'opinion la plus

générale), on dit que l'hydrogène de l'acide, avec l'oxigène de la chaux ont formé de l'eau.

Le gaz ammoniac est incolore, d'une odeur si pénétrante qu'elle excite le larmoyement, d'une saveur âcre et caustique, impropre à la combustion, asphyxie les animaux, verdit le sirop de violettes, ramène au blanc la teinture de tournesol rougie par un acide, et se comporte comme une base salifiable. Sa pesanteur spécifique est de 0,5912. Soumis à une forte pression et à une températnre de — 20.°, il se liquéfie ; le froid considérable qui se développe par l'évaporation rapide de l'acide sulfureux liquéfié, est aussi capable de rendre liquide le gaz ammoniac. A — 40.°, sans aucune compression, il se liquéfie aussi. L'action longtemps prolongée de l'électricité sépare le gaz ammoniac en ses deux élémens. Si on le fait passer dans un tube de porcelaine rougi au feu et contenant des morceaux de porcelaine, il est aussi décomposé. Si au lieu de morceaux de porcelaine, on met des fils de cuivre ou de fer, la décomposition a aussi lieu ; mais le mélange n'est plus dans les mêmes proportions et les métaux ont absorbé un peu d'azote. L'eau absorbe avec une grande rapidité le gaz ammoniac et il y a dégagement de chaleur ; si c'est de la glace ou de la neige qui absorbe ce gaz il y a production de froid, parce que la liquéfaction de cette eau congélée exige plus de calorique que le gaz n'en dégage quand il se condense. L'air et l'oxigène n'ont point d'action sur ce gaz à froid ; mais une bougie allumée y produit une inflammation et une détonation plus ou moins forte suivant le rapport des gaz : il y a formation d'eau et l'azote est mis en liberté. Le chlore, le brôme et l'iode lui enlèvent l'hydrogène et met-

tent l'azote à un, excepté le dernier qui s'unit avec lui.

Le gaz ammoniac est composé d'un volume et demi d'hydrogène et demi-volume d'azote condensés en un seul : en poids de 82,53 d'azote et 17,47 d'hydrogène.

Dans les syncopes, on fait respirer ce gaz en petite quantité, pour irriter la membrane pituitaire : si le gaz ammoniac était inspiré en grande quantité, pour obvier à sa qualité délétère, on ferait respirer du chlore gazeux ou de l'acide hydrochlorique, mélangé avec beaucoup d'air atmosphérique ou l'on ferait boire un verre d'eau acidulée avec le vinaigre, etc. Il est aussi usité dans quelques maladies des yeux (vol. 1, pag. 307), et conseillé dans les engorgemens froids du genou et des autres articulations, en appliquant dessus un mélange de sel ammoniac et de chaux éteinte.

AMMONIAQUE LIQUIDE. — GAZ AMMONIAC ET EAU.

Alcali-volatil fluor. — *Esprit de sel ammoniac.* - - On pulvérise séparément deux parties de chaux et une d'hydrochlorate d'ammoniaque. On les mêle intimément dans un mortier et rapidement, parce qu'à la température ordinaire il se dégage de l'ammoniaque de ce mélange. On en remplit jusqu'aux trois quarts une cornue de grès lutée ou de fer. On place cette cornue dans un fourneau à reverbère et on la fait communiquer par des tubes intermédiaires avec plusieurs flacons tubulés et munis de tubes de sûreté. On ne met que peu d'eau distillée dans le premier flacon, parce qu'il est destiné à recevoir les portions de matières huileuses qui se trouvent par fois dans le sel ammoniac : on en met dans tous les autres la moitié

seulement de ce qu'ils peuvent en contenir, parce que l'eau, en se saturant de gaz ammoniac, augmente beaucoup de volume. Le premier tube doit être très-large, pour éviter qu'il ne puisse être obstrué par de petites quantités de sel ammoniac qui échappent quelquefois à la décomposition et se volatilisent. Les tubes doivent plonger jusqu'au fond des flacons, l'eau étant spécifiquement plus pesante que l'ammoniaque liquide.

L'appareil étant ainsi disposé, on met quelques charbons incandescens sous la cornue et on la porte lentement et graduellement jusqu'au rouge. L'eau des flacons se sature successivement et la température s'en élève d'autant plus que le dégagement de gaz est plus rapide. Mais comme cette élévation de température diminue la propriété dissolvante de l'eau, pour ne pas l'affaiblir, pour que l'eau soit saturée de gaz, on entoure les flacons de linges mouillés, ou plutôt on les fait plonger dans de l'eau qu'on renouvelle de temps en temps.

En opérant sur quatre kilogrammes de sel, l'expérience ne peut se faire qu'en plusieurs heures et la dissolution est assez forte quand on emploie la même quantité d'eau. On voit que l'eau est saturée, lorsque les bulles de gaz la traversent sans être dissoutes. Alors on laisse refroidir l'appareil, on le démonte et on verse l'ammoniaque dans les flacons bouchés à l'émeri que l'on conserve dans un lieu dont la température soit peu élevée.

Il reste dans la cornue du chlorure de calcium et de l'oxide de chaux. Comme le premier de ces corps est souvent usité, on le sépare en lessivant la masse avec de l'eau, filtrant et faisant évaporer le liquide à siccité.

Comme les cornues de verre ou de grès peuvent

rarement servir plus d'une fois, ceux qui préparent l'ammoniaque liquide en grand, les remplacent d'une manière très-avantageuse et très-économique par des cylindres de fonte.

L'ammoniaque liquide est incolore : son odeur forte et pénétrante, rappelle celle du gaz et provoque les larmes : elle a une saveur âcre et lixivielle, et exerce une action vésicante sur la langue et la peau : elle verdit fortement le sirop de violettes et ramène au bleu le tournesol rougi par les acides. Elle est plus légère que l'eau dans le rapport de 903 à 1000 et marque 22.° à l'aréomètre, lorsqu'elle tient en dissolution une quantité de gaz ammoniac, égale à la moitié de son propre poids. Elle bout à + 45.° et le gaz s'en dégage en totalité. Exposée à l'air libre, elle y perd peu à peu le gaz et outre cela absorbe de l'acide carbonique, ce qui l'affaiblit encore : aussi doit-on la conserver soigneusement dans des flacons bouchés. Soumise à un froid rapide de — 40.°, elle se congèle en devenant opaque; mais si le refroidissement jusqu'au même dégré est lent, elle cristallise en longues aiguilles ayant le brillant de la soie.

Dans les fabriques d'alun, on employe pour le faire cristalliser, l'urine plus ou moins putréfiée qui n'agit que par l'ammoniaque qu'elle contient et qui s'en dégage plus ou moins abondamment. La même substance est usitée pour dégraisser le drap et l'ammoniaqne liquide est très-employé dans les arts.

Dans les laboratoires, on s'en sert presque à tout moment pour précipiter des oxides de leur dissolution, pour dissoudre et séparer certains oxides, etc.

En médecine, on l'emploie intérieurement, à petites doses de 6 à 30 gouttes dans 200 grammes

de véhicule, comme stimulant et diaphorétique très-énergique, pour absorber les gaz acides qui distendent l'estomac et les intestins, pour dissiper en peu de temps les effets primitifs de l'ivresse. Si la dose était trop forte, que l'ammoniaque occasionnât des accidens, on ferait boire de suite de l'eau vinaigrée. Extérieurement, comme caustique, pure et concentrée, contre la piqûre des guêpes et autres insectes, la morsure de certains reptiles venimeux : mêlée à la graisse, comme vésicant ou rubéfiant suivant les doses et la longueur du contact (*vol.* 1, *page* 391) : elle entre aussi dans le savon ammonical, le liniment volatil, l'eau de luce, etc.

Etendue dans beaucoup de lait et injectée dans le vagin, trois fois par jour, elle est considérée comme le meilleur moyen de faire reparaître les règles. Des pédiluves sinapisés rendent son action plus prompte.

CYANOGÈNE.

On ne le trouve point dans la nature. Il est formé de deux volumes de vapeur de carbone et d'un volume d'azote, condensés en un seul, ou de 100 d'azote et 85,71 de carbone.

On se le procure en chauffant assez fortement du cyanure de mercure cristallisé et bien sec, dans une petite cornue de verre. Le cyanure fond et noircit : il se dégage du cyanogène que l'on recueille sur le mercure.

Ce gaz est incolore, d'une odeur extrêmement vive et pénétrante, d'uns saveur très-piquante, rougit la teinture de tournesol qui reprend sa couleur en la chauffant : il est inaltérable par le calorique; brûle au contact de l'oxigène, de l'air

et d'un corps embrasé, avec une flamme purpurine : il y a formation d'acide carbonique et il reste de l'azote : l'eau dissout, à la température ordinaire, quatre fois et demie son volume de cyanogène : elle devient piquante; mais au bout de quelques jours elle jaunit, puis devient brune, et enfin laisse déposer une matière brune et il se forme alors de l'hydrocyanate et du carbonate d'ammoniaque et il se précipite un peu de carbone azoté. Les oxides métalliques en s'unissant au cyanogène, laissent dégager leur oxigène.

Le cyanogène n'est point usité en médecine seul, mais combiné à divers métaux; au potassium, au fer, au mercure.

ACIDE HYDROCYANIQUE.

Acide prussique. — Combinaison de volumes égaux azoture de carbone ou cyanogène et d'hydrogène, mais le cyanogène est composé de deux volumes vapeur de carbone et d'un volume d'azote condensés en un seul : en poids de cyanogène 96,34 et 3,66 d'hydrogène, ou carbone 44,27, azote 52,07 et 3,66 d'hydrogène.

Cet acide se trouve dans quelques végétaux, uni à des huiles volatiles, dans les feuilles de laurier-cerise, les feuilles et les fleurs de pêcher, la pellicule des amandes amères, les noyaux de divers fruits, et on l'en retire par la distillation avec une petite quantité d'eau ou d'alcool. C'est un des produits de la calcination des substances animales avec un alcali.

Pour l'obtenir, on fait fondre du cyanure de potassium ferreux dans un vase où l'air ne peut avoir accès. Par l'action du feu cette substance abandonne le fer et se décompose en très-petite

partie : la masse fondue est un mélange de cyanure de potassium et de carbure de fer : on la réduit en poudre et on la met dans un flacon à deux tubulures, à l'une desquelles on adapte un tube droit, terminé supérieurement par un entonnoir et effilé en pointe à sa partie inférieure qui touche presque la poudre : l'autre tubulure porte un tube recourbé à angle droit, qui vient se rendre dans un tube horizontal assez long, rempli à son premier tiers de petits morceaux de marbre blanc, et aux deux autres tiers de fragmens de chlorure de calcium fondu. L'extrémité opposée du tube horizontal communique avec un tube recourbé qui va plonger au fond d'une petite éprouvette longue et étroite. On humecte légèrement la poudre et l'on ajoute ensuite de l'acide hydrochlorique par petites portions. Le flacon plongé dans l'eau chaude dégage de l'acide hydrocyanique sous forme gazeuse. Le marbre est destiné à retenir l'acide hydrochlorique qui pourrait se dégager avec l'acide hydrocyanique, et le chlorure de calcium à s'emparer de la vapeur d'eau que pourrait entraîner cet acide. La température de l'éprouvette doit être fort abaissée par l'immersion dans un mélange réfrigérant, pour pouvoir condenser le gaz acide hydrocyanique. Comme les vapeurs de cet acide sont nuisibles, on ferme l'éprouvette par un tube recourbé qui s'engage sous le mercure ou sous l'eau. Une portion de l'acide hydrocyanique se condense quelquefois sur le marbre : on la volatilise en chauffant légèrement le tube avec un charbon incandescent, qu'on en approche à une petite distance.

Ainsi préparé, l'acide hydrocyanique est un liquide incolore, qui rougit faiblement le papier de tournesol. Son odeur est forte, et en petite quantité est analogue à celle des amandes amères,

des fleurs de pècher, etc. Sa saveur d'abord fraîche, produit bientôt une sensation brûlante à l'arrière-bouche et laisse un goût très-prononcé d'amandes amères, accompagné d'un sentiment désagréable. Sa pesanteur spécifique est à + 7° de 0,7058, et un peu plus faible à + 15° : son point d'ébullition est à 26,5. Il se solidifie et cristallise en une masse fibreuse à — 15° : il est si volatil qu'il produit en s'évaporant assez de froid pour que la partie restante passe à l'état solide, en le laissant exposé à l'air, même à + 20°. Les élémens de cet acide anhydre sont si peu stables qu'on ne peut le conserver sans altération pendant longtemps, même hors du contact de l'air et de la lumière, et les produits de cette décomposition spontanée sont de l'ammoniaque en excès, de l'hydrocyanate d'ammoniaque et du charbon azoté. L'eau et l'alcool dissolvent l'acide hydrocyanique en toutes proportions, et ces liquides retardent beaucoup sa décomposition spontanée.

Quoique le procédé indiqué soit le plus sûr, on obtient ordinairement dans les pharmacies l'acide hydrocyanique en dissolvant une partie de cyanure de mercure dans huit d'eau distillée : on fait passer à travers ce solutum un excès de gaz hydrosulfurique : on filtre pour séparer le sulfure de mercure : on agite le liquide filtré avec un excès de sous-carbonate de plomb en poudre, on filtre de nouveau pour séparer le sulfure et le carbonate de plomb et on a de l'acide hydrocyanique pur de 0,900 de pesanteur spécifique.

L'acide hydrocyanique étant le plus dangereux de tous les poisons, puisqu'une seule goutte portée dans la gueule d'un animal, dans les veines, mise en contact avec les muqueuses, même avec la peau, tue plus ou moins rapidement, que sa vapeur n'est pas moins redoutable, surtout si elle

n'est pas mélangée avec une grande quantité d'air, en opérant sur cet acide, il faut user de beaucoup de précautions. Aussi pour l'emploi médicinal les dispensaires prescrivent de l'étendre d'eau distillée pour le ramener à 0,900 de pesanteur spécifique. Cet acide, ainsi affaibli, n'est encore administré qu'à la dose de quatre à six gouttes dans une mixture appropriée. Il produit quelques effets palliatifs dans la phthysie au premier degré, et on en a obtenu d'heureux résultats dans l'exaltation de l'énergie du cœur et de la matrice. Comme la lumière opère en peu de jours la décomposition de cet acide étendu d'eau, puisqu'elle a lieu sans qu'on débouche jamais le flacon, celui-ci doit toujours être couvert de papier noir, et pour plus de précaution dans l'obscurité; cet acide est alors d'une conservation facile.

On emploie quelquefois, mais à de très-faibles doses, comme condiment, les feuilles des végétaux qui le contiennent, pour donner à la crême et à certains alimens la saveur particulière et agréable des amandes amères. Le kirschwasser, liqueur de table, en contient de très-petites quantités.

Le meilleur contre-poison est l'ammoniaque liquide étendue d'eau, et à son aide on est parvenu à rétablir des animaux empoisonnés par cet acide, mais cet antidote doit suivre de trop près l'ingestion du poison pour qu'on puisse beaucoup compter sur un résultat avantageux, en pareille circonstance. On doit faire usage de l'émétique et de tous les excitans qui peuvent réveiller la sensibilité ou la contractilité.

Pour découvrir l'acide hydrocyanique, après la mort, dans les cadavres des hommes et des animaux qui ont succombé à son action, on coupe l'estomac par morceaux, on le mêle ainsi que son

contenu avec un peu d'eau et l'on distille le mélange à une douce chaleur. Lorsqu'un huitième environ de l'eau dont on s'est servi a passé, on retire ce produit, on y ajoute quelques gouttes de solutum de potasse et on verse ensuite du persulfate de fer. Il se produit un précipité brun-verdâtre qui devient d'un bleu foncé par l'addition de quelques gouttes d'acide sulfurique ou hydrochlorique. L'emploi du deutosulfate de cuivre, dans les mêmes circonstances, donne un précipité blanc, qui rend l'eau laiteuse, par suite de la formation du cyanure de cuivre. Ce dernier moyen passe pour préférable, parce qu'il accuse la présence d'une quantité d'acide hydrocyanique moitié moins grande; mais la réaction est caractéristique avec le peroxide de fer, tandis que celle du deutoxide de cuivre aurait également lieu dans le cas où le produit de la distillation contiendrait un peu d'acide hydriodique. Le nitrate d'argent est au moins aussi sensible, mais il faut que l'acide hydrocyanique soit seul dans l'eau. Le précipité est blanc et bleuit à l'air.

CARACTÈRES DES HYDROCYANATES.

Ils sont décomposés même par l'acide carbonique : aussi au contact de l'air ils répandent une légère odeur d'amandes amères, qui devient plus prononcée par une goutte d'acide quelconque. On ne peut jamais les obtenir neutres, ils sont toujours alcalins, quoiqu'on ait employé un excès d'acide pour les préparer; aussi leur solutum ramène au bleu le tournesol rougi. Exposés à l'air, ils se changent en carbonates : chauffés en vases clos, l'hydrogène de l'acide se dégage, et il reste un cyanure : chauffés avec le contact de l'air, tout l'acide est détruit et il reste tantôt un carbonate,

tantôt un oxide et tantôt le métal est mis à nu, suivant sa nature. Ils forment avec les sels de protoxide de fer un précipité jaune-orangé, qui devient vert à l'air et ensuite bleu : avec les sels de peroxide de fer un précipité bleu-noirâtre qui devient d'un bleu vif par l'addition d'un acide : avec les sels de deutoxide de cuivre un précipité cramoisi, qu'un excès d'acide rend blanchâtre : avec les sels d'urane un précipité couleur de sang : avec ceux de nickel un précipité vert-pomme. La composition des hydrocyanates est la même que celle des hydrochlorates, des hydriodates.

SOUFRE.

Le soufre, corps simple, connu de toute antiquité, se rencontre, dans la nature, sous plusieurs états.

On le trouve, à l'état de liberté, tantôt cristallisé, tantôt amorphe, en amas quelquefois volumineux, dans les terrains primitifs, intermédiaires, secondaires : en très-petite quantité dans les terrains tertiaires et dans l'intérieur des filons qui traversent les roches de différens âges. Tous les volcans en activité le fournissent en très-grande abondance, le prenant peut-être dans les roches inférieures pour le sublimer à la surface. Les solfatares, autres phénomènes volcaniques, en présentent des quantités considérables. Les eaux sulfureuses déposent journellement du soufre en poudre autour des lieux d'où elles sortent. Il s'en forme toujours, dans les endroits où se trouvent des matières animales et végétales en putréfaction.

On le trouve en grande quantité, à l'état de combinaison avec le fer, le cuivre, l'antimoine, le plomb, le mercure, surtout dans les montagnes

primitives ; en quantité bien moins considérable et souvent très-petite, avec l'argent, l'arsenic, le bismuth, le nickel, le manganèse, le molybdène, le zinc.

Le soufre, combiné avec le maximum d'oxigène, forme l'acide sulfurique qui existe uni à certains oxides métalliques, et constitue des sulfates dont quelques-uns sont très-répandus : plâtre ou gypse etc.

Combiné à l'hydrogène, le soufre existe dans certaines eaux minérales, et il est cause de leur odeur particulière et de leurs propriétés (vol. 1 pag. 266.)

Le soufre se rencontre en petite quantité dans le règne organique ; les racines de patience, de cochlearia et quelques graines de la famille des crucifères ; les œufs, les cheveux, la laine, la matière cérébrale, etc., en contiennent. Plusieurs matières animales le laissent dégager à l'état de combinaison, mêlé avec les autres produits de leur putréfaction. Dans les mauvaises digestions on a des rapports d'hydrogène sulfuré.

Lorsque le soufre natif existe en grande quantité, comme dans quelques contrées de la Sicile et de l'Italie, comme il est pur ou presque pur, on le livre au commerce sans lui faire subir aucune préparation.

S'il existe en petite quantité et mêlé avec des terres, on l'en extrait par la distillation. On a de grands pots de terre cuite qu'on remplit de terre contenant du soufre, en morceaux de la grosseur du poing, on les recouvre d'un couvercle en terre qu'on lute exactement. On arrange ces pots les uns à côté des autres, dans un long fourneau connu sous le nom de galère ; ils communiquent par une ouverture supérieure et latérale avec d'au-

tres pots qui servent de récipient. Ces derniers sont percés inférieurement d'un trou qui donne passage au soufre liquide et on les tient assez chauds pour y tenir le soufre en fusion. Celui-ci vient se condenser dans une tinette contenant de l'eau froide. Le soufre ainsi obtenu est pulvérulent ou en morceaux irréguliers : il est impur et renferme depuis dix jusqu'à quinze pour cent de matière terreuse qu'il a entraîné.

Le bisulfure de fer étant très-commun dans la nature, et fournissant à la distillation moitié du soufre qu'il contient pour passer à l'état de proto-sulfure, on tire parti de cette propriété pour obtenir de grandes quantités de soufre. On introduit le bisulfure de fer dans des fours particuliers, ayant de longues cheminées couchées, dont la partie qui touche immédiatement au four est maçonnée en briques, tandis que tout le reste est construit en bois. On allume le bisulfure dans le four, où il continue à brûler de lui-même. Le calorique réduit en vapeurs une partie du soufre qui s'échappe avec la fumée et va se déposer dans les cheminées en bois à travers lesquelles il passe. Ce soufre est aussi très-impur.

On le purifiait autrefois en le fesant fondre dans une chaudière de fonte, le laissant assez long-temps en fusion pour que les matières pussent se déposer, coulant la partie supérieure au dépôt dans des moules en bois cylindriques un peu humectés.

Aujourd'hui on redistille le soufre brut, en le chauffant dans une chaudière de fonte surmontée d'un chapiteau vouté, et qui communique par une ouverture avec l'intérieur d'une vaste chambre munie de soupapes qui s'ouvrent de dedans en dehors. Le soufre vaporisé arrive dans la chambre et suivant la chaleur qu'il y éprouve, se con-

dense à l'état solide sur les parois de la chambre, ou se liquéfie et vient alors se rendre dans la partie la plus basse, d'où on peut le retirer en dehors par une ouverture qu'on débouche.

Ce soufre sublimé ou fondu, pour les usages de la médecine, a besoin d'être pulvérisé et lavé avec de l'eau pour le débarrasser d'une petite quantité d'acide sulfureux, qui se forme dans l'intérieur des chambres par la combinaison d'une petite partie de soufre avec l'oxigène de l'air qui y est contenu.

Le soufre est solide, d'une belle couleur jaune-citron qui est souvent citée pour caractériser celle des corps qui en ont une semblable : lorsque sa couleur tire un peu sur le verdâtre, on ne doit jamais l'administrer intérieurement, car on croit qu'alors il contient un peu d'arsenic. Il n'a point d'odeur, mais quand on le frotte ou qu'on l'échauffe légèrement, il en répand une particulière qui est connue sous le nom d'odeur de soufre : sa saveur est très-faible, mais peut être distinguée. Il est tellement fragile que le plus léger choc suffit pour le briser : sa cassure est luisante, grenue ou écailleuse. Il est mauvais conducteur du calorique. Il se brise en pétillant, lorsque étant en masse, on le serre dans la main ou qu'il éprouve une chaleur douce, mais subite; ce petit bruit est dû à ce que les parties qui sont en contact avec le calorique ou avec la main, s'échauffant beaucoup plus que celles du centre, éprouvent une dilatation assez grande pour qu'elles s'en séparent. Il est mauvais conducteur de l'électricité : par le frottement il se trouve constitué à l'état d'électricité négative. Il est probable que c'est au développement de cette électricité qu'il faut attribuer la difficulté que l'on éprouve à détacher les molé-

cules de soufre du mortier métallique qui sert à le triturer ou pulvériser et auquel elles adhèrent. L'eau qui dans ce cas favorise leur détachement, agirait alors en s'emparant de l'électricité développée et rétablissant l'équilibre.

A l'état naturel, on le trouve cristallisé en octaèdres réguliers. Il est alors plus ou moins transparent, lisse à ses surfaces avec beaucoup d'éclat : la lumière qui traverse les cristaux de soufre éprouve une double réfraction. On peut l'obtenir ainsi cristallisé en octaèdre en dissolvant du soufre dans du carbure ou du chlorure de soufre et laissant évaporer lentement le liquide à l'air libre.

Le soufre exposé à une température de + 107° devient fluide. Si lorsque sa surface commence à se figer, on en enlève une portion ou on perce d'un trou cette croute solidifiée et qu'on décante la portion du centre qui est encore fondue, on obtient une géode tapissée de longs cristaux de soufre en prisme oblique à base rhomboidale, qui sont opaques. Soumis à une température plus élevée que celle de sa fusion et qu'on maintient quelque temps entre + 220 et + 250°; il perd son état fluide, sa couleur jaune-clair, sa transparence, devient brun et visqueux et conserve une certaine mollesse si on le verse dans l'eau froide. Dans cet état il se laisse pétrir facilement ; on peut lui donner toutes les formes imaginables. Il se moule exactement sur les contours les plus délicats et sur les reliefs les plus surbaissés ; aussi s'en sert-on pour prendre des empreintes de médailles, de monnoies, de belles pierres gravées ou de cachets. Cette empreinte, au bout de quelques jours, reprend de la dureté et peut elle-même servir de moule pour les petits objets qu'on doit exécuter en plâtre ou en cire. Chauffé à + 316°, dans des

vaisseaux clos, il entre en ébullition, se convertit en gaz de couleur orangée, qui condensé par l'air frais ou le contact d'un corps froid, se dépose sous la forme d'une poudre jaune-citron clair. C'est sur cette volatilité du soufre qu'est fondé l'art de le purifier, de le débarrasser des corps fixes auxquels il est toujours mêlé dans l'état brut.

L'air sec ou humide, à la température ordinaire, ne fait éprouver aucune espèce d'altération au soufre. L'oxigène s'unit au soufre à une température élevée, ainsi que l'air, et il se produit toujours dégagement de chaleur, lumière bleuâtre et du gaz acide sulfureux dont l'odeur est piquante.

Le soufre est insoluble dans l'eau, soluble dans les lessives alcalines, les huiles fixes et volatiles, et à l'aide de quelques précautions particulières, dans l'alcool et l'éther. On s'en sert pour la fabrication des allumettes, pour sceller les pierres d'appareil au moyen de crampons de fer. On y coule du soufre fondu de préférence au plomb, et ce moyen est plus économique et aussi durable, parceque si le fer est un peu attaqué et partiellement converti en sulfure, le soufre adhère plus intimement avec lui que ne le fait le plomb. On emploie aussi le soufre pour faire la poudre à canon, le cinabre, l'acide sulfurique, etc.

Le soufre est un excitant des fonctions du système exhalant : aussi l'emploie-t-on avec succès intérieurement et extérieurement dans le traitement de la gale, des dartres, de la teigne. Mêlé avec la crême de tartre, c'est le meilleur remède contre les affections hémorrhoidales. Il est aussi utile dans les affections chroniques du poumon et des viscères abdominaux. Dans l'usage intérieur du soufre, il ne faut pas l'employer avec des subs-

tances acides, avec des sels alcalinules, avec la limaille de fer, sous forme d'électuaire ou à l'état liquide, parce que dans ces cas l'eau se décompose et il se forme du gaz hydrogène sulfuré qui, outre son odeur infecte, est un poison violent.

ACIDE SULFUREUX.

Il est composé d'un volume d'oxigène et d'un volume de vapeur de soufre, en poids de 50,14 de soufre et 49,86 d'oxigène. On l'obtient en brûlant du soufre dans l'oxigène, dans l'air, ou en enlevant à l'acide sulfurique une certaine quantité d'oxigène, et le procédé le plus simple et le plus avantageux consiste à traiter par la chaleur un mélange de soufre et d'acide sulfurique. Le soufre enlève à l'acide sulfurique une partie de son oxigène et le fait passer à l'état de gaz acide sulfureux en y passant lui-même.

C'est un gaz incolore, d'une odeur forte et désagréable qui suffoque et excite la toux et qui est semblable à celle du soufre qui brûle. Il est impropre à la combustion et à la respiration, rougit la teinture de tournesol et ensuite la décolore peu à peu. Sa pesanteur spécifique est de 2,234. Il est indécomposable par le calorique et à — 20° il se convertit en liquide incolore, dont la pesanteur spécifique est de 1,45, et si volatil qu'en s'évaporant à l'air, il fait descendre le thermomètre à — 57°. L'eau à + 15° et à la pression ordinaire, dissout trente-trois fois son volume de gaz acide sulfureux, et acquiert ainsi une odeur piquante très-forte et une saveur acide très-prononcée.

Le gaz acide sulfureux enlevant de l'oxigène aux matières colorantes et les dénaturant par ce moyen, est employé fort utilement pour blanchir

la laine, les tissus de soie, de paille. C'est aussi en mouillant le linge blanc taché par les fruits rouges et en l'exposant à la vapeur d'une petite quantité de soufre que l'on brûle sous l'endroit taché, que l'on parvient à le blanchir. L'un des meilleurs moyens d'étouffer le feu quand il se manifeste dans une cheminée, est de jeter une certaine quantité de soufre dans le foyer et de boucher après toutes les ouvertures. Le soufre se convertit en gaz acide sulfureux qui éteint les corps en combustion, et le feu s'éteint par défaut d'oxigène.

Cet acide est aussi très-employé pour changer la disposition naturelle à fermenter des liquides sucrés, ou pour arrêter les progrès de la fermentation dans les liquides déjà plus ou moins vineux. Comme il est très-avide d'oxigène, il prévient l'oxidation du ferment et l'empêche ainsi de réagir sur le principe sucré ou alcoolique. On fait ordinairement brûler dans l'intérieur des futailles une mèche soufrée avant de les remplir; mais comme souvent la combustion de celle-ci n'a pas lieu, en raison de l'acide carbonique dont les futailles sont remplies, il serait plus convenable d'employer du sulfite de chaux. L'acide, toujours contenu dans le liquide qu'on veut conserver, s'empare de la chaux et met à nu l'acide sulfureux.

En médecine, le gaz acide sulfureux est employé, en fumigation, en exposant le corps des malades à la vapeur du soufre qui brûle, et on évite avec soin que le gaz ne soit respiré par les individus qu'on traite. On fait des boîtes fumigatoires qui puissent être employées au traitement d'un ou plusieurs malades en même-temps. Dix fumigations suffisent dans le traitement d'une gale simple, et le prix de ces fumigations ne s'élève

pas au-delà de cinquante centimes, soufre et charbon compris. Ce moyen curatif joint à une grande économie, l'avantage de ne pas salir le corps par des pommades ou des composés plus ou moins dégoutans. Il est aussi employé combiné à la soude et à un excès de soufre contre les cas d'exanthèmes chroniques.

CARACTÈRES DES SULFITES.

Par l'action de la chaleur, ils donnent du soufre provenant d'une partie d'acide sulfureux décomposée et se transforment en sous-sulfites, ou ils laissent l'oxide à l'état de liberté ou de métal. Par le contact de l'air, ils absorbent peu à peu l'oxigène et passent à l'état de sulfates. Excepté les sulfites alcalins, les autres sont peu solubles ou insolubles. L'acide nitrique à chaud les convertit en sulfates, en leur cédant de l'oxigène. L'acide sulfurique concentré, à la température ordinaire, en dégage avec effervescence le gaz acide sulfureux qu'on reconnaît à son odeur vive.

ACIDE HYPOSULFUREUX.

Cet acide qui ne peut exister que combiné avec les bases, se forme lorsqu'on fait bouillir un solutum de sulfite de potasse ou de soude avec du soufre pulvérisé : une portion de ce dernier est dissoute et entre en combinaison avec les élémens de l'acide sulfureux et le convertit en acide hyposulfureux qui reste combiné à la potasse ou la soude et constitue un hyposulfite. Si on laisse les hydrosulfates exposés à l'air, celui-ci par son oxigène se porte peu à peu sur l'hydrogène et ensuite sur une certaine quantité de soufre pour produire de l'acide hyposulfureux, qui s'unit à l'oxide préalablement com-

biné à l'acide hydrosulfurique. Il est composé de soufre 65,08 et 34,20 d'oxigène.

CARACTÈRES DES HYPOSULFITES.

Ils sont sans action sur l'air : les alcalins donnent du soufre par la chaleur et passent à l'état de sous-sulfates. Les autres fournissent des produits variables, de l'acide sulfureux, du soufre, l'oxide ou un sulfure. Ils sont généralement solubles et cristallisables. Les acides minéraux en précipitent du soufre et en dégagent du gaz acide sulfureux. Avec le nitrate d'argent, ils donnent un précipité noirâtre de sulfure d'argent. Dans ces sels, l'oxigène de l'oxide et celui de l'acide sont dans les mêmes proportions.

ACIDE SULFURIQUE.

Huile de vitriol. — *Acide vitriolique.* — Il est composé en poids de soufre 40,14 et 59,86 d'oxigène : en volume, d'un oxigène et deux d'acide sulfureux et ce gaz contient son volume d'oxigène.

On le trouve à l'état naturel : isolé, dans plusieurs grottes, dans les environs de certains volcans, dans quelques eaux minérales; combiné, à la chaux, à la potasse, à la soude, à divers autres oxides métalliques et formant des sulfates.

C'était du protosulfate de fer ou vitriol vert, qu'on le retirait autrefois par la distillation, et ce procédé est encore suivi en Allemagne, où on le fabrique pour certaines branches d'industrie. On l'obtient aujourd'hui par l'action réciproque du gaz acide sulfureux et du gaz acide nitreux en contact avec l'eau.

Pour préparer cet acide en grand, on a une vaste

chambre quadrangulaire, doublée intérieurement de lames de plomb soudées entre elles et attachées à une charpente extérieure qui l'isole comme une cage, à cinq pieds du sol et trois des parois de la muraille, de manière à pouvoir la visiter sur toutes ses faces et s'assurer des trous qui pourraient s'y former. Le plancher de cette chambre est légèrement incliné, pour en tirer l'acide à l'aide de robinets en plomb.

On place le mélange de huit parties de soufre et d'une de nitrate de potasse sur une plaque de fonte, munie d'un rebord et située à une petite distance du fond de la chambre. Cette plaque repose sur un fourneau établi dessous. On peut communiquer facilement avec cette plaque par une trappe qui fait partie d'une des parois latérales. C'est par cette ouverture qu'on introduit le mélange chauffé et en combustion, et c'est par elle qu'on retire ensuite le résidu de la combustion. Une soupape adaptée à la paroi opposée, permet de renouveler l'air de la chambre, et on juge de l'état de la combustion par une petite fenêtre vitrée qui existe à la trappe.

L'acide nitrique cède une partie de son oxigène au soufre et le change en acide sulfurique qui s'unit à la potasse. Le deutoxide d'azote qui résulte de cette décomposition de l'acide nitrique, passe à l'état de gaz acide nitreux par le contact de l'air : la quantité de soufre employée étant beaucoup plus grande que celle du nitrate de potasse, elle continue à brûler et se transforme en gaz acide sulfureux qui, rencontrant le gaz acide nitreux le décompose aussitôt en s'emparant de l'oxigène qu'il a pris à l'air et le faisant repasser à l'état de deutoxide et se transforme lui-même en acide sulfurique. Ces réactions se produisant au mi-

lieu de gaz humides, puisqu'on met une légère couche d'eau dans la chambre, qu'on en mouille les parois avant la combustion du soufre, ou que l'on y fait arriver de l'eau en vapeur, cet acide absorbe du deutoxide d'azote, selon Clément, et forme des cristaux blancs aiguillés qui s'attachent aux parois de la chambre. Ceux-ci ne tardent pas à être décomposés par l'eau. L'acide sulfurique se dissout et le deutoxide d'azote reprend son état gazeux, absorbe alors de l'oxigène, passe de nouveau à l'état de gaz nitreux, est décomposé ensuite par le gaz acide sulfureux qu'il convertit en acide sulfurique comme dans le premier cas. Suivant Gay-Lussac ces cristaux sont une combinaison d'acide sulfurique et d'acide nitreux : l'eau en les décomposant transforme l'acide nitreux en acide nitrique et en deutoxide d'azote qui se dégage : l'oxigénation de l'acide sulfureux n'a point lieu par la décomposition de l'acide nitreux ; mais il passe à l'état d'acide sulfurique par l'oxigène libre. Aucune de ces deux théories n'est entièrement satisfaisante : c'est réellement de l'acide nitreux qui existe dans les cristaux; mais en admettant la dernière opinion de M. Gay-Lussac, on ne se rend plus aussi bien compte du rôle que doit jouer le deutoxide d'azote dans cette opération dont il est une des parties essentielles, et on devrait trouver une beaucoup plus grande quantité d'acide nitrique, puisqu'il doit s'en former à chaque moment lorsque l'acide sulfurique se dissout dans l'eau. Les mêmes phénomènes se manifestent tant que l'oxigène de l'air n'est pas absorbé et avec une petite quantité de deutoxide d'azote et un renouvellement d'air suffisant, on peut transformer une grande quantité d'acide sulfureux en acide sulfurique. On brûle, s'il le faut, de nouveaux mé-

langes, jusqu'à ce que l'eau soit assez chargée d'acide pour être concentrée, jusqu'à ce qu'elle marque 40° au pèse acide et alors on soutire par le robinet.

Cet acide contient beaucoup d'eau, un peu d'acide sulfureux, d'acide nitrique et de sulfate de plomb. On le concentre en le faisant évaporer dans des chaudières de plomb jusqu'à ce qu'il marque 55°; l'acide sulfureux se dégage en entier et la plus grande partie de l'eau se vaporise. On introduit alors cet acide dans des cornues de verre, ou mieux un alambic de platine dont le chapiteau en même métal communique avec un récipient en plomb qui condense les vapeurs qui entraînent toujours un peu d'acide sulfurique. On concentre jusqu'à 66.°, car on ne peut plus alors lui enlever l'eau qui lui est combinée, et si on continuait de chauffer, il passerait à la distillation. On le retire encore chaud au moyen d'un syphon en platine qu'on refroidit en entretenant dans un double tuyau qui l'enveloppe un courant d'eau froide, et on le fait rendre dans de grosses bouteilles de grès pour le livrer au commerce. Toute l'eau excédante et le peu d'acide nitrique se sont vaporisés par cette nouvelle chaleur.

Dans quelques fabriques on utilise le gaz deutoxide d'azote, qui se dégage de certaines opérations qu'on y pratique et on le fait rendre dans la chambre de plomb où on brûle le soufre seul.

Il reste dans cet acide sulfurique un peu de snlfate de plomb, et les sels que renferme naturellement l'eau qui a servi à sa préparation, et on l'en débarrasse par la distillation. On place dans une cornue de verre recouverte d'une couche de lut terreux, une certaine quantité de cet acide. On introduit dans la panse de la cornue quel-

ques fragmens de verre, ou des petits morceaux de fils de platine, pour empêcher les soubresauts qui se produisent pendant l'ébullition de l'acide et qui pourraient faire briser la cornue. On la place alors sur un triangle de fer, dans un fourneau à reverbère, et on fait rendre son col directement dans un ballon tubulé qu'on n'a pas besoin de luter, car les bouchons et le lut ne résisteraient pas aux vapeurs de cet acide, et elles se condensent avec facilité. Par précaution on rejette les premières portions distillées qui peuvent contenir quelques traces d'acide nitrique. Ce n'est que pour des recherches analytiques ou les expériences des laboratoires qu'on le purifie ainsi : dans les opérations pharmaceutiques on employe celui du commerce.

L'acide sulfurique ainsi préparé contient dix-huit centièmes d'eau dont on ne peut le priver par la chaleur : c'est donc un acide hydraté à proportions définies, puisqu'on connaît un acide sulfurique enhydre. A l'état de pureté, c'est un liquide incolore, inodore, visqueux comme l'huile, pesant spécifiquement 1,870, d'une acidité très-forte, carbonisant de suite les tissus organiques ou les transformant en d'autres composés, entrant en ébullition à † 310.° et se réduisant en vapeurs blanches, épaisses, dangereuses à respirer : c'est sur cette volatilité qu'est fondée sa purification. Se congelant et cristallisant à 10 ou 12 degrés sous zéro, absorbant promptement l'humidité de l'air et augmentant de poids. On profite de cette propriété pour dessécher l'air ou les gaz et même concentrer les liquides dans le vide, en les plaçant à côté d'un vase contenant de l'acide sulfurique concentré. Ce dernier absorbe la vapeur d'eau à mesure qu'elle se forme.

L'eau et l'acide sulfurique se mêlent en toute proportion, avec dégagement de calorique dont l'intensité dépend du rapport de l'acide à l'eau. Une partie d'acide et une partie d'eau qu'il faut combiner par l'agitation, car l'acide beaucoup plus pesant tombe au fond, font monter le thermomètre à + 80°, le mélange s'élève à + 104° avec une partie d'eau et quatre d'acide.

Une très-forte chaleur décompose l'acide sulfurique en gaz acide sulfureux et en gaz oxigène dans le rapport de deux à un.

L'acide sulfurique en général n'a d'action sur les corps combustibles qu'à une température élevée ou à un degré de chaleur voisin de son ébullition : il donne naissance à des produits variables, suivant les quantités d'acide et des corps mis en contact, et cède tout ou une partie de son oxigène.

On doit le conserver dans des flacons bouchés à l'émeri, puisqu'il attire l'humidité de l'air et qu'il charbonnerait le liége en se colorant.

Attendu sa causticité et son énergie sur les corps organiques, il n'est employé en médecine qu'étendu de cinq parties d'eau, et il faut toujours verser l'acide dans l'eau et peu à peu, car si tout le calorique se développait subitement, on courrait le risque de briser le vase qui contiendrait le mélange. Ainsi étendu d'eau et ajouté à l'eau sucrée, il constitue la limonade minérale, boisson rafraîchissante, fort agréable et fort usitée. Dans cet état, il est souvent vendu sur les places, comme un secret, pour polir et blanchir les dents : on y ajoute seulement une substance colorante. Cette eau remplit d'abord l'objet indiqué, mais par rapport aux inconvéniens qui résultent de son usage, il faut bien se garder de l'employer. Avec le temps, non seulement il fait jaunir les dents, mais il en

attaque l'émail. Etendu de son poids d'alcool, l'acide sulfurique constitue *l'eau de rabel.* Par sa réaction à chaud sur les élémens de l'alcool, on obtient *l'éther sulfurique* ou mieux hydratique. Il entre dans plusieurs autres médicamens composés, soit à l'état de liberté, soit à l'état de combinaison. En France et en Allemagne, il est usité dans les maladies cutanées, *gales chroniques*, *dartres*.

L'acide sulfurique sert à obtenir presque tous les autres acides en les dégageant de leurs combinaisons; *nitrique*, *hydrochlorique*, *hydrosulfurique*, *tartrique*, *acétique*, etc.

Il est employé dans la fabrication de plusieurs sels, *alun*, etc., qui sont l'objet d'un commerce considérable : pour la saccarification de l'amidon, pour dissoudre l'indigo, pour gonfler les peaux dans le tannage, pour décaper les métaux, etc.

On doit donner une eau chargée de magnésie, ou de savon, ou d'alcali, mais non caustique, à celui qui aurait avalé de l'acide sulfurique dans une proportion qui pourrait être nuisible. Si l'acide était concentré, il agirait comme un caustique puissant et désorganiserait toutes les parties qu'il toucherait.

CARACTÈRES DES SULFATES.

Un petit nombre est indécomposable au feu : les autres se décomposent à différentes températures et donnent des produits très-variables. Les sulfates métalliques sont insolubles dans l'alcool : ceux solubles dans l'eau sont en très-grand nombre et ne sont pas décomposés par les autres acides, à moins qu'ils ne forment des sels insolubles. Les sulfates sont conversibles en sulfures par les

charbons rouges. Un sulfate soluble se reconnaît facilement au précipité blanc, pulvérulent, insoluble dans l'eau et dans les acides, qu'occasionnera dans son solutum l'eau de baryte ou un sel soluble de cet oxide. Si le sulfate est insoluble, on le traitera d'abord par le carbonate de potasse ou de soude. Dans les sulfates, la quantité d'oxigène de l'acide est à celle que contient l'oxide, comme trois à un.

ACIDE HYDROSULFURIQUE.

Gaz hépatique. — *Gaz hydrogène sulfuré.* — *Acide hydrothyonique.* — Cet acide gazeux se forme toutes les fois que le soufre est en contact avec du gaz hydrogène naissant : il est composé d'un volume de gaz hydrogène et d'un volume de vapeur de soufre, condensés en un seul et en poids de 94,17 soufre et 5,83 d'hydrogène. Il existe dans un grand nombre d'eaux médicinales: il se forme pendant la putréfaction de la plupart des matières végétales et animales.

On l'obtient pur en mettant dans un petit ballon du sulfure d'antimoine en poudre avec cinq à six fois son poids d'acide hydrochlorique et recueillant le gaz qui se dégage. L'acide hydrochlorique formé d'hydrogène et de chlore est décomposé par le sulfure d'antimoine qui contient du soufre et de l'antimoine. L'hydrogène de l'acide hydrochlorique se combine avec le soufre pour former le gaz acide hydrosulfurique qui se dégage, tandis que de leur côté, le chlore et l'antimoine s'unissent pour produire du chlorure d'antimoine qui est plus fixe et constitue le résidu.

Lorsqu'on emploie le protosulfure de fer artificiel, on fait agir sur lui quatre parties d'acide

sulfurique étendu de moitié d'eau, ou bien on y verse de l'eau et peu à peu de l'acide sulfurique. Le protosulfure de fer, qui seul ne peut décomposer l'eau, en sépare les élémens avec une vive effervescence, par l'addition de l'acide sulfurique, qui tend par son affinité à s'unir avec l'oxide de fer qui doit se produire. L'oxigène se porte sur le fer et l'hydrogène sur le soufre. Le protoxide de fer s'unit à l'acide sulfurique et produit du protosulfate de fer qu'on trouve dissous dans l'eau. Par ce procédé, le gaz hydrosulfurique est toujours mêlé d'une certaine quantité d'hydrogène libre qui provient ou de quelques particules de fer non combinées au soufre, ou d'une partie de gaz décomposée pendant l'opération, ou de ce qu'une partie de protosulfure aura été transformée en persulfure en enlevant une portion de soufre à une autre quantité de protosulfure.

Comme le gaz acide hydrosulfurique est très-dangereux à respirer, même lorsqu'il est mêlé à une très-grande quantité d'air, il faut, lorsqu'on le prépare, avoir un appareil pour dégager du chlore, dans le cas où les luts perdraient, car le chlore le décompose instantanément à la température ordinaire, en formant de l'acide hydrochlorique et un dépôt de soufre.

Le gaz acide hydrosulfurique est incolore : son odeur est forte, désagréable, fétide et analogue à celle des œufs pourris. Sa pesanteur spécifique est de 1,1912. Il est impropre à la combustion. C'est un des gaz les plus délétères, et même à petites doses il agit sur l'économie animale avec une grande énergie et cause la mort aux animaux qui le respirent. Sans être même en contact avec la surface des vaisseaux aériens et du poumon, il peut causer la mort si le reste du corps est plongé

dans une atmosphère de ce gaz. Une forte chaleur le décompose partiellement en soufre et en hydrogène. Exposé à un froid considérable et à une pression forte, il peut se liquéfier. Il est combustible dans l'oxigène ou dans l'air par la présence d'un corps incandescent ou par une étincelle électrique, et il se forme de l'eau et du gaz acide sulfureux : si la combustion a lieu dans un vase étroit et couche par couche au contact de l'air, il y a de plus un dépôt de soufre. Cet acide gazeux décompose presque tous les oxides en leur enlevant tout ou partie de leur oxigène et il y a formation d'eau et de sulfure.

L'eau, à la température et à la pression ordinaire, dissout trois fois son volume le gaz acide hydrosulfurique. Ce solutum a l'odeur du gaz et jouit de la plupart de ses propriétés chimiques. On le prépare au moyen de l'appareil de Woulf, en faisant passer ce gaz à travers l'eau distillée, jusqu'à ce qu'elle en soit saturée. Cet acide hydrosulfurique aqueux s'altère promptement par le contact de l'air : une partie du gaz abandonne l'eau, se dégage : l'air décompose peu à peu l'autre, brûle l'hydrogène, et il se précipite du soufre. Aussi doit-on conserver les bouteilles qui le contiennent entièrement remplies et bien bouchées. Le solutum d'acide hydrosulfurique est fréquemment usité pour reconnaître quelques oxides métalliques et les séparer les unes des autres, lorsqu'ils sont combinés avec des acides et dissous dans l'eau. A l'état de liberté ou combiné avec des bases, il constitue les vertus médicinales des eaux sulfureuses, que l'on peut imiter artificiellement, (*vol.* 1, *page* 266) qui sont particulièrement administrées dans les maladies cutanées. A l'intérieur on peut donner d'un à trois litres de ces eaux na-

turelles ou artificielles. Les bains dans lesquels on plonge tout le corps contiennent une plus grande proportion de cet acide que les boissons, surtout quand on les prépare en ajoutant un acide à un sulfure alcalin dissous dans l'eau du bain. Il est très-probable que le soufre n'agit qu'en raison d'une petite quantité d'acide hydrosulfurique qui se forme par sa réaction sur nos humeurs et nos organes.

Dans l'asphixie occasionnée par la respiration de cet acide gazeux, il faut de suite exposer le malade à un air vif, lui faire respirer des petites quantités de chlore en en dégageant dans l'air ou répandant sur le sol un solutum aqueux de ce corps. On en fait aussi prendre intérieurement, en étendant une partie de ce solutum de cent parties d'eau. Lorsque des ouvriers doivent descendre dans les fosses des latrines pour les nettoyer, comme ce gaz y est dans une proportion assez grande pour occasionner de suite la mort, il faut auparavant renouveler l'air renfermé dans la fosse par un courant d'air établi à l'aide d'un tuyau qui descend au fond de la fosse, et qui, à sa partie supérieure, porte un fourneau rempli de charbon allumé. Le meilleur moyen est de décomposer ce gaz si délétère, soit par des fumigations de chlore, soit par des aspersions avec un solutum de chlorure de chaux.

CARACTÈRES DES HYDROSULFATES.

Décomposables à une chaleur plus ou moins élevée et donnant en vases clos de l'acide hydrosulfurique et laissant l'oxide, ou se transformant en sulfures, et avec le contact de l'air conversibles en sulfates par l'oxigénation du soufre et du métal.

A l'air et à la température ordinaire, peu à peu altérables, passant à l'état d'hydrosulfates sulfurés en se colorant en jaune-orangé, et par un contact prolongé à l'état d'hyposulfites.

Décomposables pour tous les acides qui dégagent l'acide hydrosulfurique, dont l'odeur fétide est caractéristique, et s'emparent de la base. Avec les acides sulfureux, nitrique concentré et nitreux, il y a de plus un peu de soufre mis à nu.

Les hydrosulfates solubles décomposent tous les sels dont les métaux forment avec le soufre un composé insoluble. L'insolubilité de ces précipités et la couleur particulière qui caractérise quelques-uns d'entre eux font employer les hydrosulfates solubles comme réactifs dans un grand nombre de cas. Les sels de plomb, de bismuth, de mercure, d'argent, sont précipités en noirs, ceux d'antimoine en couleur rouge-orangé. L'acide arsénieux est précipité en jaune, et l'addition d'un acide détermine plus vivement la précipitation.

Il offrent une composition telle que l'hydrogène de l'acide hydrosulfurique est à l'oxigène de l'oxide comme deux à un, c'est-à-dire dans les proportions nécessaires pour produire de l'eau.

BORE.

Ce corps simple se trouve en assez grande quantité dans la nature et toujours sous forme d'acide borique, tantôt libre, tantôt combiné avec quelque base.

Pour l'obtenir, on prend l'acide borique qu'on expose pendant quelque temps à l'action du feu, afin que dans sa fusion, l'eau qu'il contient toujours se volatilise. Alors on réduit en poudre fine et avec la plus grande célérité; car dans sa pulvé-

risation il attire l'humidité de l'air. On place au fond d'un tube de cuivre un peu de potassium et après l'avoir bien tassé, on le recouvre de deux parties d'acide borique et successivement jusqu'à ce que le tube soit rempli aux deux tiers. On ferme le tube avec un bauchon percé et on le fait rougir. Le potassium en se volatilisant traverse l'acide borique échauffé, le decompose en partie; la potasse qui s'est formée s'unit à la partie d'acide borique non décomposé. Par l'eau bouillaute on dissout ce sous-borate de potasse et il reste le bore en poudre brune verdâtre. On le lave avec un faible solutum d'hydrochlorate d'ammoniaque, ce qui empêche l'eau d'en dissoudre un peu en prenant une teinte de jaune foncé : on lave ensuite avec de l'alcool pour enlever le sel ammoniac qui pourrait y adhérer, et on le fait sécher à une douce chaleur.

Le bore est solide, fixe au feu et infusible, toujours sous la forme d'une poudre de couleur brunâtre foncée, tirant un peu sur le vert, qui salit beaucoup les doigts. Il est un peu soluble dans l'eau qui devient jaune avec une teinte verdâtre, et cette solubilité se perd lorsqu'on le chauffe dans le vide ou dans des gaz non oxigénés. Il est inodore et insipide, n'est point conducteur de l'électricité, à la température ordinaire n'a aucune action ni sur l'air ni sur l'oxigène, mais il se combine avec eux à une chaleur rouge: une portion du bore échappe à la combustion parce que l'acide borique qui s'est formé se fond et l'enveloppe tellement, qu'il ne lui permet plus aucun contact avec l'oxigène. L'eau même bouillante, les alcalis et les acides n'ont point d'action sur le bore : il faut pourtant en excepter l'acide nitrique et l'eau régale qui le convertissent en acide borique.

Le bore n'est point usité en médecine à l'état

de pureté, mais à l'état d'acide borique ou de borate.

ACIDE BORIQUE.

Acide boracique. — Sel sédatif de Homberg. — Cet acide, seul degré d'oxidation du bore que l'on connaisse jusqu'à présent, existe à l'état de liberté en solution dans l'eau des *lagoni* où sources thermales de la Toscane et à l'état concret mélangé avec les terres qui entourent ces lagoni : dans les eaux de certains lacs de l'Inde combiné avec la soude; combiné à la magnésie dans la boracite qui renferme quelquefois aussi une certaine quantité de borate de chaux : à l'acide silicique et à la chaux dans la datholite et la botryalite qui n'en est qu'une variété. Plusieurs espèces de tourmalines, et l'aximite renferment aussi un peu d'acide borique. On le rencontre aussi adhérent à des schistes sous forme de cristaux aciculaires verdâtres ou jaunâtres. On l'a observé dans l'intérieur des cratères de quelques volcans, et dans les lagoni; les sources les plus tourmentées et d'où les vapeurs sulfureuses se dégagent plus tumultueusement, en contiennent davantage.

On recueille les terres des bords des lagoni. on les lessive avec l'eau presque bouillante de ces sources thermales, on filtre, on fait évaporer et on purifie l'acide borique par des dissolutions aqueuses et des cristallisations pour les besoins du commerce.

En fesant évaporer les eaux des lacs de l'Inde, on obtient le borax brut ou tinckal, qu'on purifie en Europe. On dissout ce sel pur dans quatre parties d'eau bouillante et on ajoute peu à peu à ce solutum de l'acide sulfurique ou hydrochlorique, jusqu'à ce qu'il y en ait un léger excès. La soude forme un nouveau sel soluble avec l'acide

ajouté et l'acide borique se précipite par le refroidissement en écailles blanches nacrées. Comme il entraîne toujours avec lui un peu de l'acide qui a servi à le précipiter, et une matière grasse, si le borax n'a pas été bien raffiné, on le fond dans un creuset de platine pour l'en débarrasser et non dans un creuset de terre qu'il attaquerait. Après cette fusion et purification, on le dissout dans l'eau et on le fait cristalliser.

Cet acide solide, inodore, cristallisé en petites écailles blanches et nacrées, grasses au toucher, ou en prismes, suivant que la formation des cristaux est subite ou lente. Sa saveur est faible, à peine acidule, et il rougit faiblement le papier de tournesol. A + 10.° il exige 35 parties d'eau pour se dissoudre, et 25 à + 20.°; mais il ne lui en faut que 13 à + 100. Il se dissout en petite quantité dans l'alcool et ce solutum brûle avec une belle flamme vert céladon. L'acide borique exposé à une température rouge se fond en un verre soluble dans l'eau. La pesanteur spécifique de cet acide fondu est de 1,83, tandis que celle de l'acide cristallisé est de 1,48. Cet acide ainsi vitrifié est très-dur : on doit le conserver à l'abri de l'air, car au contact de celui-ci, il perd sa limpidité, devient opaque, augmente de poids et se recouvre d'une poussière blanche qui est le résultat de l'absorption de l'eau par cet acide. Quoique fixe au feu, il se volatilise avec les vapeurs de l'eau comme avec celle de l'alcool. C'est un des plus faibles acides à la température ordinaire ; mais il déplace beaucoup d'acides à la chaleur rouge. Il est composé de bore 31,19 et 68,81 d'oxigène.

L'acide borique entre dans la composition de certains émaux et sert à la fabrication du borax artificiel : on l'employe dans l'analyse des minéraux

qui contiennent de la soude ou de la potasse pour les faire entrer facilement en fusion, et pour y découvrir l'acide phosphorique.

En médecine il était très-employé autrefois comme sédatif et l'est très-peu aujourd'hui, si ce n'est en gargarismes dans les affections gangréneuses du pharynx et des amygdales, il est employé principalement en pharmacie à rendre le bitartrate de potasse ou crême de tartre plus soluble dans l'eau, par suite de sa combinaison avec ce sel : on met une partie d'acide borique sur sept de crême de tartre.

Nota. — Tels sont les corps simples non métalliques employés en médecine, et leurs préparations pharmaceutiques entre eux. L'ordre le plus naturel serait de passer de suite à la connaissance des corps simples métalliques; mais pour la facilité de l'étude, pour ne pas séparer les sels à même base ou composés analogues, sulfures, chlorures, iodures, brômures et les comprendre tous sous le même article de la base salifiable, nous croyons devoir auparavant traiter les acides ternaires, dits végétaux, que l'art de guérir met à contribution.

ACIDE ACÉTIQUE.

En parlant des vinaigres médicinaux, volume 1, page 279 et suivantes, il est fait mention de la fermentation acétique et de l'acide acétique aqueux ou vinaigre. Il nous faut aujourd'hui considérer cet acide concentré et pur. Cet acide n'est formé que par des corps organisés : son extraction à l'état de pureté et de concentration peut être faite de différentes manières, mais on le sépare toujours des sels qu'il forme avec les bases et qui

sont préparés en grande quantité pour le besoin des arts, en décomposant les acétates par le feu seul, ou par l'acide sulfurique.

Dans les pharmacies on obtient l'acide acétique concentré en décomposant par le feu, le deutoacétate de cuivre. Dans une cornue de grès lutée, on met de l'acétate de cuivre bien sec, jusqu'à ce qu'elle soit remplie aux deux tiers. On place cette cornue dans un fourneau à reverbère, on la fait communiquer à une allonge qui se rend dans un ballon tubulé, plongeant dans une terrine remplie d'eau, à la tubulure duquel est ajusté un long tube droit. On lute bien les jointures, on laisse sécher le lut, et on chauffe la cornue graduellement, jusqu'au rouge obscur, et tant qu'il se dégage de vapeurs. La chaleur, en éloignant les molécules d'acide acétique de celles du deutoxide de cuivre, les met hors de leur sphère d'attraction; mais comme à la température où cette séparation a lieu, le deutoxide de cuivre peut réagir sur les élémens de l'acide acétique, une portion de celui-ci est décomposée par l'oxigène du deutoxide de cuivre, d'où résulte de l'eau, du gaz acide carbonique et du cuivre ramené à l'état métallique. Ce dernier reste au fond de la cornue sous forme d'une poudre rougeâtre, tandis que l'acide acétique séparé sans décomposition se volatilise et vient se condenser dans le ballon en un liquide coloré en vert par un peu d'acétate de cuivre qui a été entraîné par les vapeurs.

Le produit obtenu par cette distillation est formé d'acide acétique, d'une petite quantité d'eau, et d'une matière volatile particulière qui se forme pendant la distillation de plusieurs acétates, *esprit pyroacétique*. On purifie cet acide en le distillant à une douce chaleur dans une cornue de

verre munie d'une allonge et d'un récipient, et mettant à part les premières portions distillées qui contiennent l'esprit pyroacétique et une petite quantité d'acide : l'acétate de cuivre qui le colorait reste au fond de la cornue et l'acide acétique est obtenu ainsi incolore, pur et concentré. On le connaît vulgairement sous le nom de *vinaigre radical*.

On l'obtient aussi quelquefois en décomposant l'acétate de plomb parfaitement effleuri, par une quantité proportionnelle d'acide sulfurique concentré et distillant à une température modérée. Ce procédé devrait être préféré dans les pharmacies, parce qu'il est moins dispendieux.

Le commerce fournit aujourd'hui cet acide en grande quantité. On le tire des produits liquides de la distillation du bois (acide pyroligneux): on sature ces liquides, qui contiennent du goudron, de l'eau et de l'acide acétique par la craie (carbonate de chaux). L'acétate de chaux impur qui en provient, est évaporé à siccité, puis calciné légèrement pour volatiliser une partie de l'huile empyreumatique, décomposer l'autre et la charbonner. On traite alors ce résidu noirâtre par quatre fois son poids d'eau, et on y ajoute un solutum concentré de sulfate de soude : ces deux sels se décomposent, il se précipite du sulfate de chaux qui est presque insoluble, et l'eau retient l'acétate de soude. On décante après la formation du dépôt, on filtre, on fait évaporer et l'on obtient des cristaux d'acétate de soude qu'on purifie et qu'on décompose ensuite dans des grands vases de terre, d'argent ou de platine, par une quantité suffisante d'acide sulfurique. Cet acide (*vinaigre de bois*) est souvent employé dans les

pharmacies, parce qu'il est aussi pur et plus économique.

L'acide acétique, obtenu par un de ces procédés, est liquide à la température ordinaire, incolore. Son odeur est vive et pénétrante, souvent empyreumatique. Sa saveur est acide, caustique, et il attaque vivement les substances animales. Il se prend en masse cristalline à + 12.° Sa pesanteur spécifique à l'état liquide, et dans son plus grand état de concentration est de 1,063. Elle augmente jusqu'à ce qu'il soit mêlé à un tiers de son poids d'eau, et est alors de 1,079 : au-dessus de cette proportion elle diminue. Il entre en ébullition au-dessus de 100°, ce qui explique pourquoi, dans la distillation du vinaigre (vol. 1 page 210), les premières portions distillées sont plus aqueuses et les dernières plus acides, et se volatilise sans décomposition. Exposé au contact de l'air, il attire l'eau atmosphérique et augmente peu à peu de densité. Son affinité pour l'eau est si grande, que le plus concentré contient encore 14,89 de ce liquide pour cent. Il s'enflamme aisément lorsqu'on le chauffe, dans des vaisseaux ouverts, jusqu'à le faire bouillir, et il brûle avec une flamme bleue, presque comme l'alcool. Il est composé d'hydrogène 6,21, carbone 47 et 46,79 oxigène.

L'acide acétique concentré n'est jamais employé à l'intérieur : on se borne à en faire respirer la vapeur dans le cas de syncope, dans les temps d'épidémie etc., quelquefois, au lieu de l'employer seul, comme moyen odoriférant, on met dans des petits flacons des cristaux de sulfate de potasse et les intervalles sont remplis d'acide acétique concentré, ce mélange est connu sous le nom de *sel de vinaigre*. Distillé avec l'alcool

absolu, il donne l'éther acétique. Le vinaigre de bois, étendu d'une certaine quantité d'eau et aromatisé, forme un vinaigre de table très-agréable, et de telle acidité qu'on désire. Combiné aux bases, il fournit un grand nombre de sels qui sont fort usités dans les arts et en médecine.

CARACTÈRES DES ACÉTATES.

Tous décomposables au feu, excepté celui d'ammoniaque qui se volatilise en entier, mais ils donnent des produits différens. Les acétates de potasse, de soude, de barite, donnent de l'eau, de l'hydrogène protocarboné, de l'huile, du charbon et il reste du carbonate de potasse, de soude, de barite. Celui de chaux donne les mêmes produits, plus de l'acide carbonique et il ne reste que de la chaux. Les autres acétates fournissent indépendamment d'une petite portion de ceux-ci, de l'acide acétique et de l'esprit pyroacétique, et d'autant plus du premier que l'acétate exige moins de chaleur pour être décomposé. Les acétates sont solubles dans l'eau et ces dissolutions se décomposent spontanément. Projetés sur les charbons ardens, ils se boursouflent, noircissent, en répandant une odeur de sucre ou de vinaigre brûlés. Traités par les acides sulfurique, phosphorique, etc. concentrés, ils dégagent à froid ou à une chaleur modérée l'odeur piquante et caractéristique de l'acide acétique.

Dans les acétates, la quantité d'oxigène contenue dans l'oxide est au poids de l'acide que l'oxide sâture comme un est à 5,414.

ACIDE CITRIQUE.

L'acide citrique se trouve libre et mêlé avec l'acide malique, dans les citrons, les limons, les oranges, les groseilles, les cerises, les framboises, les fraises et presque dans tous les fruits rouges. Dans les tamarins, il est mêlé à l'acide tartrique. On trouve quelquefois, mais en très-petite quantité, dans la plupart des fruits où l'on rencontre l'acide citrique libre, du citrate de chaux.

On l'extrait par le procédé suivant : après en avoir exprimé le suc (*voyez vol.* 1, *page* 143) et l'avoir filtré, on le sature à chaud par la craie ou carbonate calcaire : on recueille le citrate calcaire, qui étant insoluble, se précipite en le séparant du liquide par la filtration : on le lave avec de l'eau chaude, jusqu'à ce que les eaux du lavage cessent d'être colorées. On le délaie dans sept fois son poids d'eau, et on le traite à une douce chaleur par le tiers de son poids d'acide sulfurique cencentré. Il se produit du sulfate de chaux insoluble qu'on sépare par filtration et l'acide citrique mis en liberté reste en solution dans l'eau. En concentrant au bain-marie ce liquide jusqu'à consistance sirupeuse, et l'abandonnant à lui-même dans une étuve sur des assiettes, l'acide citrique cristallise. Comme il est coloré, on le purifie en le dissolvant dans l'eau, le faisant bouillir avec du charbon animal lavé à l'acide hydrochlorique et à l'eau pour le décolorer, filtrant, faisant évaporer au bain-marie et cristalliser. Si malgré cette précaution, les cristaux avaient encore une teinte jaune, on la détruirait en les mettant en contact avec un peu d'acide nitrique, qui n'y cause d'ailleurs aucune autre altération à froid et en petite

quantité. Quelquefois le liquide qui contient l'acide citrique ne cristallise point : on ajoute alors un petit excès d'acide sulfurique qui divise ou charbonne la matière mucilagineuse qui s'opposait à la cristallisation ; mais les cristaux d'acide citrique, ainsi obtenus, renferment une petite quantité d'acide sulfurique que l'on enlève par une nouvelle cristallisation.

L'acide citrique se présente en prismes rhomboïdaux, blancs, légèrement transparens, qui renferment 0,17 d'eau, dont l'acidité est très-forte, presque caustique, et qui sont inaltérables à l'air. Brûlé à l'air, il ne laisse aucun résidu ; mais exposé à l'action de la chaleur en vases clos, il fond, abandonne son eau de cristallisation, se décompose ensuite et se transforme en partie en un nouvel acide volatil (pyrocitrique) qui se sublime. L'acide citrique est très-soluble dans l'eau et beaucoup moins dans l'alcool : l'eau à la température ordinaire en dissout les trois quarts de son poids et l'eau bouillante la moitié. Un solutum faible de cet acide dans l'eau, exposé à l'air ou dans un vase fermé, se décompose et se couvre de moisissure. Traité à chaud par beaucoup d'acide nitrique, l'acide citrique est transformé lentement en acide oxalique. L'acide sulfurique le change en acide acétique. Il est composé de 54,96 oxigène, 41,40 carbone et 3,64 hydrogène.

Des expériences récentes viennent de prouver qu'on peut extraire cet acide des groseilles avec avantage, et le livrer à un prix très-inférieur à celui retiré du suc de citron. Proust avait annoncé il y a long-temps, que les raisins qui ont acquis toute leur grosseur, mais qui sont encore verts, en contiennent une assez grande quantité qu'on peut retirer à très-bon marché.

L'acide tartrique étant plus commun et coûtant moins que le citrique, est quelquefois mêlé avec lui. Comme ses cristaux sont plus allongés, et ceux de l'acide citrique plus arrondis, l'œil seul peut faire reconnaître cette fraude; mais pour plus de certitude on fait une solution un peu concentrée des cristaux suspects et on y ajoute de la potasse en petite quantité pour ne pas saturer tout l'acide. S'il y a de l'acide tartrique, on voit immédiatement se précipiter de petits cristaux granuleux de bitartrate de potasse, et si l'acide citrique est pur il se forme du citrate de potasse qui reste dissous.

L'acide citrique est employé en teinture pour l'avivage de certaines couleurs, et en Angleterre on le prépare en grand pour les besoins des imprimeries sur coton.

On prépare la *limonade sèche* en mêlant ensemble une partie d'acide citrique et vingt parties de sucre blanc, bien pulvérisées, et aromatisant avec une quantité suffisante d'huile volatile de citron. En délayant cette poudre dans l'eau, on a de suite une boisson rafraîchissante fort agréable, dont les marins surtout font grand usage.

Les *tablettes d'acide citrique* s'obtiennent par le mélange d'une partie d'acide citrique et soixante-quatre de sucre en poudre, qu'on aromatise avec l'huile volatile de citron, qu'on traite par suffisante quantité de mucilage de gomme adragant, et on en fait des petites masses de douze grains.

Le *sirop d'acide citrique* se prépare en dissolvant dans cinquante parties de sirop de sucre une partie d'acide citrique et l'aromatisant avec un peu d'alcool ou citron.

CARACTÈRES DES CITRATES.

Ceux qui sont insolubles le deviennent dans un excès d'acide; mais ces bicitrates ne sont point cristallisables. Ils précipitent l'acétate de plomb, mais ne précipitent point les nitrates de plomb et de mercure. Dans les citrates, la quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'acide comme 1 est à 7,277.

ACIDE TARTRIQUE.

Acide tartarique. L'acide tartrique ne se trouve jamais isolé dans la nature mais toujours combiné à la chaux ou à la potasse. Plusieurs substances végétales en fournissent, mais le suc de raisin, après la fermentation et sa transformation en vin, en laisse précipiter peu à peu une assez grande quantité à l'état de bitartrate de potasse, mêlé d'un peu de tartrate de chaux.

L'acide tartrique s'extrait du bitartrate de potasse purifié. Comme la chaux a plus d'affinité que la potasse avec l'acide tartrique, c'est elle qui était employée à cet usage, mais la potasse mise en liberté dissolvant une grande quantité de tartrate de chaux, on a modifié ce procédé qui fesait perdre une grande partie du produit, si l'on dépassait le terme de saturation.

Aujourd'hui on traite généralement le bitartrate de potasse, délayé dans douze parties d'eau bouillante, par la craie en poudre qu'on y projette peu à peu jusqu'à ce qu'il n'y ait plus d'effervescence. L'excès d'acide tartrique du bitartrate de potasse, dégage l'acide carbonique, s'unit à la chaux et forme un précipité de tartrate

de chaux, tandis que le tartrate de potasse reste dissous dans l'eau. On décante et on traite le liquide par un solutum de chlorure de calcium ou hydrochlorate de chaux. Il se précipite encore du tartrate de chaux et l'eau retient en solution du chlorure de potassium et hydrochlorate de potasse. On a ainsi retiré tout l'acide qui existait dans le bitartrate de potasse et tout converti en tartrate de chaux. Par la filtration, on recueille ce dernier sel, on le lave pour enlever tout le chlorure de potassium. Lorsque l'eau n'en contient plus, on traite à froid le tartrate de chaux par 0,6 d'acide sulfurique concentré que l'on a étendu de quatre fois son poids d'eau. On agite de temps en temps et il se forme peu à peu du sulfate de chaux insoluble, tandis que l'acide tartrique mis en liberté reste dissous dans l'eau. Après quelques jours de contact, on cesse d'agiter, on filtre pour séparer le précipité qu'on lave ensuite jusqu'à ce que l'eau du lavage ne soit plus acide.

On réunit ces divers liquides que l'on fait évaporer dans une bassine de plomb ou de cuivre bien étamée jusqu'à 40°. La plus grande partie de l'acide cristallise par le refroidissement. On évapore de nouveau l'eau restante et cela tant qu'elle continue à donner des cristaux. Les premiers sont réguliers et transparens, s'il n'y a pas d'excès d'acide sulfurique, car dans ce cas, l'acide tartrique brunit par l'évaporation, et les sels de baryte, ainsi que l'acétate de plomb, indiquent sa présence par le précipité qui se forme et qui est insoluble dans l'acide nitrique. Pour enlever cet acide sulfurique on ajoute un peu de tartrate de chaux, ou ce qui vaut mieux, on projette dans le liquide chaud de petites quantités de protoxide de plomb en poudre fine, qui se combinent avec lui et produisent

du sulfate de plomb insoluble. On cesse d'en ajouter lorsque le solutum d'acide tartrique ne trouble plus celui de nitrate de baryte et on enlève par un courant de gaz hydrosulfurique le protoxide de plomb qui reste uni à l'acide tartrique et s'en sépare à l'état de sulfure de plomb. Les cristaux obtenus par la deuxième ou troisième évaporation sont ordinairement jaunes, on les redissout dans l'eau pure, et l'on fait cristalliser le liquide.

Quelquefois le solutum concentré d'acide tartrique ne donne point de cristaux : cet inconvénient est dû à la présence d'un peu de tartrate de chaux, qu'on décompose par l'addition d'un peu d'acide sulfurique, et on obtient de l'acide tartrique cristallisé.

L'acide tartrique a une saveur très-forte et tout à fait semblable à celle de l'acide citrique : il est inodore ; il cristallise en prismes à six pans non réguliers, mais dont les faces sont parallèles deux à deux, et qui sont terminés par une pyramide à trois faces, et plus ordinairement en lames larges divergentes qui proviennent du grand élargissement de deux faces opposées du prisme ; la forme primitive est un parallélipipède oblique. Ces cristaux contiennent 11,85 pour cent d'eau, qu'ils ne perdent ni à l air, ni par la chaleur, mais seulement par l'addition d'un corps pour lequel l'acide a plus d'affinité que pour elle. Distillé en vase clos, l'acide tartrique se décompose et se convertit en partie en acide pyrotartrique. Il se dissout dans la moitié de son poids d'eau bouillante : l'alcool le dissout aussi avec facilité, mais en moindre quantité. Un solutum faible aqueux se décompose, se couvre de moisissures et se convertit partiellement en vinaigre. L'acide nitrique le convertit en

acide oxalique et l'acide sulfurique en acide acétique.

Cet acide est composé de 0,36 de carbone, de 0,60 d'oxigène et de 0,04 d'hydrogène, ou de quatre volumes de vapeurs de carbone, cinq d'oxigène et cinq d'hydrogène.

Cet acide est employé aux mêmes usages que les acides oxalique et citrique, soit dans la confection de la limonade liquide, de la limonade sèche, soit dans les fabriques de toile peinte. A petites doses, c'est un médicament tempérant utile dans les cas d'irritation, mais à hautes doses, il agit comme irritant et peut occasionner des accidens fâcheux. On en fait aussi un sirop (*vol.* 1, *page* 323); des tablettes tempérantes ou pour la soif (*vol.* 1, *page* 313). Dans les laboratoires on s'en sert pour reconnaître les sels de potasse, dans lesquels il occasionne, lorsqu'ils sont concentrés, un précipité blanc cristallin de crême de tartre ou bitartrate de potasse.

CARACTÈRES DES TARTRATES.

Décomposables par le feu, en répandant une odeur de caramel, et donnant un peu d'acide pyrotartrique : les bitartrates en fournissent une bien plus grande quantité. Les tartrates neutres alcalins et celui de cuivre sont solubles et le deviennent moins par un excès d'acide : tous les autres sont insolubles, mais se dissolvent dans un excès d'acide. Les tratrates neutres alcalins se combinent entre eux et avec la plupart des autres tartrates et forment des sels doubles solubles : c'est pour cette raison qu'ils ne précipitent ni les sels de fer, ni ceux de manganèse. Les acides, mis en contact avec le solutum des tartrates solubles,

leur enlèvent une partie de la base, et les transforment en bitartrates qui sont moins solubles et se précipitent. Dans les tartrates neutres la quantité d'oxigène de l'acide est à la quantité d'acide comme 1 est à 12,14.

ACIDE BENZOIQUE.

Il existe à l'état de liberté dans le baume benjoin, dans la plupart des produits analogues, dans les gousses de vanille, la fève de tonka, la cannelle et plusieurs plantes odorantes, telles que l'*holcus odoratus*, l'*anthoxanthum odoratum*, *heliotropium peruvianum*, etc. Dans l'urine des quadrupèdes herbivores, il est combiné avec la potasse et la soude. On en trouve aussi dans le castoreum, la fiente des oiseaux, etc.

Comme l'acide benzoïque est libre dans le benjoin et qu'il est volatil, on l'en retire par la sublimation (*vol.* 1, *page* 104).

On l'obtient aussi en faisant bouillir cinq parties de benjoin pulvérisé avec une partie de chaux éteinte et douze parties d'eau. Il en résulte du benzoate de chaux soluble, qu'on sépare par la filtration, de la résine et de l'excès de chaux. On concentre ce liquide, on y verse de l'acide hydrochlorique, par petites portions et jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité. Il reste en solution de l'hydrochlorate de chaux et l'acide benzoïque qui est très-peu soluble dans l'eau se précipite en flocons blancs composés de petites aiguilles blanches.

On peut le retirer de l'urine des quadrupèdes herbivores, en la faisant concentrer et précipitant l'acide benzoïque par l'acide hydrochlorique.

L'acide benzoïque obtenu par sublimation est très-odorant et contient une huile volatile : celui

qu'on obtient par les autres procédés est inodore, ou très-peu odorant et retient toujours des molécules des corps dont il a été extrait. Pour avoir l'acide benzoïque pur, il faut le chauffer avec de l'acide nitrique à 25° presqu'à siccité, dissoudre dans l'eau, filtrer et faire cristalliser.

A l'état de pureté, il est blanc, inodore : quand il tire sur le jaune ou le brun, qu'il est un peu odorant, il contient de l'huile volatile ou de la résine. Sa saveur est piquante, très-âcre, amère : il cristallise en prismes allongés, flexibles, satinés, inaltérables à l'air. Projeté sur les charbons ardens, il se réduit à l'instant en une fumée blanche très-irritante qui provoque la toux et attaque les yeux. Soumis à l'action de la chaleur en vase clos, il entre en fusion, se décompose en partie et le reste se sublime en longues aiguilles. L'eau à la température ordinaire n'en dissout qu'un deux-centièmes, mais l'eau bouillante en dissout un douzième de son poids. L'alcool en dissout une grande quantité et le laisse presque entièrement précipiter par son mélange avec l'eau. Les acides sulfurique et nitrique le dissolvent sans lui faire éprouver d'altération. Il est composé d'oxigène 19,87, de carbone 74,86 et 5,27 d'hydrogène, ou trois volumes d'oxigène, quinze de carbone et douze d'hydrogène. Cet acide n'est employé en médecine qu'à l'état impur d'où on le retire par la sublimation. Il entre dans la composition des pilules balsamiques de morton, de quelques autres préparations officinales. On l'employait beaucoup autrefois comme stimulant dans les catarrhes pulmonaires chroniques, pour faciliter l'expectoration. Dans les laboratoires il est employé pour séparer le peroxide de fer du protoxide de manganèse : le premier sel est insoluble et celui de manganèse est soluble.

CARACTÈRES DES BENZOATES.

Les benzoates terreux, alcalins et ceux de manganèse et de fer sont solubles et cristallisables, les autres sont généralement insolubles. Soumis à l'action de la chaleur, une partie de l'acide se dégage. Ils sont décomposés par tous les acides puissans qui s'emparent de la base et isolent l'acide benzoïque. Dans les benzoates, la quantité d'oxigène de l'oxide est le tiers de celle de l'oxigène de l'acide.

ACIDE PECTIQUE.

Très-répandu dans les racines et les fruits. Pour l'obtenir, on traite le marc de carottes, ou mieux de betteraves blanches, bien lavé à l'eau froide, et bien exprimé par un vingt-cinquième de son poids de potasse à la chaux, et huit parties d'eau distillée. On fait bouillir pendant un quart-d'heure, l'acide pectique se combine à la potasse et ce pectate soluble rend l'eau mucilagineuse. On exprime, on verse dans le liquide un solutum de chlorure de calcium ou hydrochlorate de chaux, et il se précipite du pectate de chaux en gelée demi-transparente, qu'on recueille, qu'on lave bien et qu'on traite par l'acide hydrochlorique faible. L'acide pectique mis à nu se présente en une gelée qu'on lave avec de l'eau froide jusqu'à ce que celle-ci n'entraîne plus de parties sapides.

L'acide pectique pur est gélatineux, demi-transparent, insipide, inodore, rougit faiblement la teinture de tournesol, se dessèche peu à peu à l'air et reste après la dessication en plaques trans-

parentes et cassantes, insoluble dans l'eau froide et presque insoluble dans l'eau bouillante.

L'acide pectique fait la base de toute les gelées de fruits (*vol.* 1, *page* 200), et est très-employé pour les gelées artificielles. Dans une eau sucrée et aromatisée diversement, on met du pectate de potasse ou de soude, quelques gouttes d'acide hydrochlorique pour décomposer ce sel et on agite. Au bout de quelques minutes, le liquide est tout gélatineux. Les pectates de potasse et de soude peuvent aussi être administrés avec avantage dans les cas d'empoisonnement par les sels de cuivre ou de plomb, en raison de la grande insolubilité du pectate de ces oxides métalliques.

Le pectate de potasse, évaporé à siccité à une douce chaleur, se décompose totalement et l'acide pectique est transformé en acide oxalique qui reste combiné à la potasse.

DES MÉTAUX.

On pourrait à la rigueur ne pas diviser les corps simples en combustibles non métalliques et en combustibles métalliques, les considérer comme les anneaux d'une même chaine dont, par une dégradation faible et peu sensible, ceux des extrémités opposées offriraient de grandes différences. Mais comme les corps placés dans la section des métaux se distinguent par un grand nombre de propriétés générales qui sont peu développées, ou qui n'existent qu'à un faible degré dans

ceux dits non métalliques, on suit toujours cette division artificielle dont la ligne de démarcation est peu marquée, et les degrés différens dans lesquels ils possèdent ces propriétés générales donnent leurs caractères spécifiques.

Les caractères des métaux sont physiques ou chimiques.

CARACTÈRES PHYSIQUES.

Densité. — Celle des métaux varie beaucoup : les extrêmes sont celle du platine qui est de 20,98, et celle du potassium qui n'est que de 0,865 (*voyez pour obtenir la densité*, *vol.* 1, *pages* 398 *et suivantes*).

Opacité. — Les métaux ne laissant point passer la lumière, quelques minces qu'en soient les lames ou feuilles, on dit qu'ils sont opaques. On doute aujourd'hui de l'opacité absolue des métaux, et plusieurs physiciens soutiennent que l'or en feuilles très-minces laisse passer une certaine quantité de lumière.

Eclat. — Le brillant métallique est la manière dont la lumière est réfléchie par les métaux, soit à l'extérieur, soit dans leur cassure, ou plus exactement l'effet que les rayons réfléchis par un métal produisent sur l'organe de la vue, suivant la manière dont leur réflexion s'est opérée. L'éclat des métaux est en raison directe de leur poli. Cette propriété se retrouve même dans leur poussière.

Couleur. — Propriété en vertu de laquelle certains rayons de lumière confondus avec l'éclat métallique, se peignent fortement dans les yeux. Chaque métal lorsqu'il est pur a une couleur ou au moins une nuance particulière qui le distingue. La plupart des métaux sont blancs, et ceux qui

sont colorés perdent très-facilement cette couleur : il suffit quelquefois de 0,01 d'alliage pour la détruire.

CARACTÈRES PHYSIQUES PROPRES A QUELQUES MÉTAUX.

Ductilité. — Certains métaux s'étendent à travers la filière ou bien entre les cylindres d'un laminoir ; des métaux que l'on peut réduire, les uns sont ductiles et les autres cassans. La ductilité diminue par la forte pression : les métaux sont alors récronis, et ne cèdent plus, sans se briser, à une nouvelle extension. En les chauffant et les refroidissant lentement, on leur restitue leur ductilité. Cette opération se nomme recuit.

Malléabilité. — Les métaux non cassans s'étendent en feuilles, lorsqu'on les frappe à coups de marteaux. Quoique cette propriété se rapproche beaucoup de la ductilité, elle ne la suit pas exactement, car l'or donne des feuilles très-minces lorsque le fer n'en donne pas, et ce dernier se laisse tirer en fils beaucoup plus fins que l'or.

La malléabilité et la ductilité dépendent du glissement plus ou moins facile des molécules les unes sur les autres, de manière cependant que les points de contact, quoique déplacés, restent toujours à des distances assez petites pour que l'adhérence continue d'avoir lieu.

Tenacité. — Résulte de la cohésion des molécules, est mesurée par la suspension d'un poids augmenté jusqu'à fracture de fils métalliques d'un même diamètre. Le fer est le plus tenace des métaux. Par *fragilité*, on entend la propriété inverse de la tenacité.

Magnétisme. — Quoique le magnétisme ne pa-

raisse être qu'une modification de l'électricité, vu leur différence d'action sur les métaux, nous considérons encore ces deux propriétés à part. Trois métaux seulement, fer, nickel, cobalt, présentent des pôles qui s'attirent et se repoussent, sont susceptibles d'être aimantés et cèdent à l'attraction des aimans. Le fer est celui qui possède cette propriété au plus haut degré, mais tous les métaux qui sont accidentellement, comme conducteurs, le siége d'un courant électrique, deviennent de véritables aimans, et il est très-probable que toutes les molécules des différentes substances peuvent être polarisées, c'est-à-dire avoir deux extrémités affectées d'électricité opposée.

CARACTÈRES DES MÉTAUX COMMUNS A D'AUTRES CORPS, MAIS DANS UN MOINDRE DEGRÉ.

Conductibilité du calorique. — Quoique les corps denses soient les meilleurs conducteurs du calorique, cette propriété de recevoir et de transmettre plus ou moins facilement le calorique, n'est pas dans les métaux én raison de leur densité respective, et il y a entre eux des différences très-sensibles. Le platine est un mauvais conducteur, en sorte qu'on peut tenir à la main une lame de platine très-courte, quoiqu'elle soit à la chaleur rouge, à l'extrémité opposée. Le fer, le plomb, l'acier conduisent le calorique beaucoup plus mal que l'or, l'argent, le cuivre et l'étain.

Conductibilité de l'électricité. — Les métaux jouissent au plus haut degré de la propriété d'admettre et de communiquer plus ou moins rapidement le fluide électrique, mais ils ne sont que très-faiblement électriques par frottement. Il est très-difficile, sinon impossible, d'apercevoir des

degrés dans leur conductibilité électrique. Une étincelle électrique paraît au même instant aux deux extrémités du plus long conducteur. L'électricité ne les pénètre pas ordinairement : elle recouvre leur surface et forme une atmosphère autour d'eux : ils la retiennent ainsi avec une certaine force qui n'empêche pourtant pas son action à une certaine distance.

Dilatabilité. — Propriété par laquelle les molécules des métaux s'écartent, en cédant à la force expansive du calorique, qui s'interpose et s'accumule entre elle, et affaiblit leur action réciproque, sans changer l'état du métal. Les métaux sont tous inégalement dilatables par le calorique. Leur dilatabilité est régulière ou proportionnelle à la température de 0, à 100°; au-dessus, elle devient irrégulière. Le platine est le moins dilatable.

Élasticité. — Cette propriété qu'un métal a de revenir de lui-même à sa figure naturelle, dès que la cause qui dérange ses parties cesse d'agir sur lui, est en raison directe de la dureté et inverse de la *ductilité*. Elle varie avec la température et les métaux chauffés au rouge ne manifestent pas d'élasticité. Si la lame du métal conserve la courbure qui lui a été occasionnée par une force quelconque, si les molécules déplacées ne reprennent plus leur force primitive, c'est la *flexibilité*.

Résonnance ou sonorité. — Les métaux élastiques sont susceptibles de produire des sons par leurs vibrations, et la sonorité est aussi en raison directe de la dureté et inverse de la ductilité, les métaux purs sont en général peu sonores : ils le deviennent par des alliages, comme le métal des cloches, et par des combinaisons comme l'acier. Les métaux sonores couverts d'une étoffe épaisse ne produisent aucun son.

CARACTÈRES DES MÉTAUX COMMUNS A D'AUTRES CORPS, ET MÊME DANS UN PLUS GRAND DEGRÉ.

Dureté. — C'est la résistance dépendant de la force de cohésion qu'un corps oppose à la séparation de ses molécules, soit par frottement, soit par percussion, soit par pression. La dureté varie beaucoup dans les différens métaux et varie encore dans chaque métal par le degré de température, le mode de refroidissement, la combinaison d'une très-petite quantité d'une autre substance, et surtout l'alliage des métaux entre eux. Le tungstène et le palladium sont les plus durs : le plomb et l'arsenic sont les moins durs : le potassium et le sodium se laissent déprimer comme de la cire. Le mercure est liquide.

Fusibilité. — Propriété des métaux de devenir liquide par l'action du calorique. Elle se confond avec les propriétés chimiques.

Odeur. — Plusieurs métaux produisent des sensations particulières sur les nerfs olfactifs. Leur odeur qui est toujours désagréable, se développe mieux par le frottement. Il paraît que l'odeur est en raison directe de l'oxidabilité à l'air, car le fer, le cuivre, l'étain, etc., sont très-odorans, et l'or et l'argent et le platine ne paraissent pas jouir de cette propriété.

Saveur. — Propriété qu'ont quelques métaux de produire sur l'organe du goût des sensations particulières âcres et styptiques. La saveur et l'odeur suivent la même règle, et les métaux sans saveur sont ceux qui n'ont point d'odeur.

Structure ou tissu. — Ce n'est autre chose que la forme qu'affectent les parties intérieures d'un

métal : elle est lamelleuse (bismuth, zinc), fibreuse (fer), granuleuse (acier).

Cristallisabilité ou forme régulière. — Tous les métaux paraissent susceptibles de cristalliser ou prendre une forme régulière. L'octaèdre régulier paraît être la forme primitive de la plupart des métaux. Il y en a qui cristallisent en cube ; mais quand on laisse une masse métallique fondue se solidifier en totalité, les cristaux entassés sont confus.

CARACTÈRES CHIMIQUES.

Exposés à l'action du *calorique*, les métaux s'échauffent plus rapidement qu'un autre corps, pour la plupart il y a un terme de température auquel ils deviennent liquides et ne changent plus de température jusqu'à ce que tout le métal soit liquide. La quantité de calorique qu'ils rendent latent est peu considérable. On nomme *fusibilité* cette propriété des métaux et terme de fusion, la température à laquelle le métal devient liquide.

Quelques-uns fondent avant de rougir : antimoine à 432° ; bismuth à 247° ; étain à 228° ; mercure à 347° ; plomb à 322° ; tellure à 324° ; zinc 360°.

D'autres ne fondent qu'après être rougis : argent à 538° ; cuivre à 788°. Il en est qui fondent facilement : étain, plomb, tandis que la plus grande partie ne fond que très-difficilement : cerium, chrôme, fer nickel, titane, tungstène, urane, manganèse.

Il en est même qui résistent au feu le plus actif des fourneaux et des forges, et ne sont fondus qu'à un feu alimenté par un mélange d'oxigène et d'hydrogène.

Quelques-uns se volatilisent avant d'entrer en

fusion (arsenic), en sorte que pour le fondre il faut comprimer l'air du vaisseau qui le contient.

D'autres ne se volatilisent qu'après leur liquéfaction à une assez basse température : mercure, cadmium, potassium, tellure, zinc. A des températures très-élevées : or, argent, fer, cerium, cuivre nickel.

Les métaux cristallisent facilement (bismuth), ou difficilement (tungstène).

Il en est qui ne cristallisent point. L'urane n'acquiert qu'une forme métallique poreuse.

Electricité. — Quand on fait passer une grande quantité de fluide électrique par un conducteur métallique d'un petit diamètre, comme un fil mince, il se développe une haute température, et le fil est échauffé, rougi ou même fondu et oxidé, si l'expérience se fait dans l'air. L'ignition des métaux dans ce cas ne suit point l'ordre de leurs propriétés connues, car le platine fond plutôt que l'or ; l'or plutôt que l'argent, l'or et le cuivre ensemble, le fer plutôt que l'or, le platine avant le zinc.

Les métaux sont tous électro-positifs relativement à l'oxigène, et en conséquence se portent au pôle négatif quand l'oxigène va au pôle positif d'une pile voltaïque.

Lumière. — Elle n'exerce sur les métaux purs d'autre action que celle d'où résultent les effets physiques de réflexion et de coloration.

Oxigène. — Son action est d'une grande importance, donne naissance à un grand nombre de phénomènes et à beaucoup de produits intéressans par leur nature et leurs propriétés.

Tous les métaux sont susceptibles de s'unir à l'oxigène et de former des oxides, composés déterminés, c'est-à-dire à proportions fixes. Quelques-uns s'acidifient par leur oxigénation.

Beaucoup de métaux sont capables de former chacun avec l'oxigène plusieurs oxides que l'on désigne par les mots de : protoxide, deutoxide, tritoxide, peroxide, suivant la proportion d'oxigène combiné.

Les quantités d'oxigène combiné suivent entre elles des rapports simples. Le deutoxide contient deux fois autant d'oxigène que le protoxide, etc. Le protoxide est supposé formé d'un atôme de métal uni à atôme d'oxigène; mais si on admet avec M. Berzelins que l'oxide le plus habituellement formé et le plus apte aux combinaisons, est formé d'un atôme de chaque corps et que ce soit un deutoxide, alors le protoxide est formé de deux atômes de métal et d'un d'oxigène.

L'affinité des métaux pour l'oxigène étant très-différente pour chacun d'eux, on l'apprécie par la facilité avec laquelle les métaux absorbent ou abandonnent l'oxigène à diverses températures.

Substances combustibles non métalliques. — Les substances combustibles non métalliques s'unissent avec les métaux, quelquefois en proportions multiples et alors elles sont désignées par les épithètes : proto, deuto, etc. Le nom des combustibles non métalliques est toujours le premier, et sa terminaison est en *ure* : chlorures, sulfures, phosphures, carbures, etc.

Action réciproque des métaux ou alliages. — Les métaux peuvent s'unir entre eux et les composés qui en résultent portent le nom d'alliages. L'affinité en vertu de laquelle cette union s'opère paraît être très-faible, car la différence de pesanteur spécifique ou de fusibilité ou de volatilité, suffit souvent pour la détruire. Aussi les combinaisons se font-elles rarement en proportions fixes : une autre conséquence du peu de force de l'affinité, c'est

que les propriétés des alliages se rapprochent beaucoup de celles des métaux qui entrent dans leur composition. Les principales différences qui se rencontrent portent même plutôt sur quelques propriétés physiques, comme la dureté, la malléabilité, que sur les caractères chimiques.

On distingue les alliages par les noms des métaux qui les composent : on nomme le premier celui qui est en plus grande quantité. Quelques-uns ont reçu des noms particuliers comme la soudure, le similor, etc. On nomme amalgames les alliages du mercure et d'autres métaux.

Les alliages partagent en général les propriétés physiques des métaux qui les composent.

Tous les alliages formés de métaux cassans, le sont eux-mêmes.

Les alliages formés d'un métal ductile et d'un métal cassant, sont cassans, si les deux métaux sont unis en quantités égales : ils partagent la propriété de celui qui prédomine, si les quantités sont inégales.

Dans les alliages de métaux ductiles à proportions égales, il y en a presque autant de cassans que de ductiles et l'alliage est ductile quand l'un d'eux prédomine, excepté l'or qui devient cassant avec 1/1900 de plomb ou d'antimoine.

La pesanteur spécifique est tantôt supérieure, tantôt inférieure à la moyenne de celle des métaux composans.

Les alliages sont toujours plus fusibles que le moins fusible des métaux qui le composent, et même quand les métaux sont très-fusibles, l'alliage l'est encore davantage.

CLASSIFICATION DES MÉTAUX.

Nota. — Ceux précédés d'un point ne sont pas employés en médecine.

La première section comprend les métaux dont les oxides sont difficiles à réduire, mais qui n'ont point d'action sur l'oxigène ni l'eau à la température ordinaire : *·silicium*, *aluminium*, *·glucinium*, *·yttrium*, *·zirconium*, *·thorium*, *magnesium*.

Les métaux qui absorbent l'oxigène à toutes les températures qui décomposent instantanément l'eau, et dont les oxides sont irréductibles par le charbon, composent la seconde section : *·strontium*, *barium*, *calcium*, *·lithium*, *sodium*, *potassium*.

Dans la troisième section sont renfermés les métaux qui ne s'oxident qu'à l'air humide ou à une température élevée, qui décomposent l'eau seulement à une chaleur rouge, et dont les oxides sont réductibles par le charbon : *manganèse*, *fer*, *zinc*, *étain*, *·cadmium*.

La quatrième section comprend les métaux qui ne décomposent l'eau à aucune température, qui absorbent l'oxigène à une chaleur rouge ; elle se sous-divise en métaux qui forment des acides : *arsenic*, *·molybdène*, *·chrôme*, *·tungstène*, *·columbium*, *antimoine*, *·titane*, *·tellure* : et en métaux qui ne forment que des oxides : *·urane*, *·cerium*, *·cobalt*, *bismuth*, *cuivre*, *plomb*, *·nickel*.

On trouve dans la cinquième section les métaux qui ne décomposent l'eau à aucune température, qui absorbent l'oxigène au-dessous de la chaleur rouge, et dont les oxides sont réductibles par le calorique seul. On n'en connaît que deux : *mercure*, *·osmium*.

Enfin la dernière section renferme les métaux qui ont si peu d'affinité pour l'oxigène qu'ils ne peuvent l'absorber directement à aucune température, et dont les oxides sont facilement réductibles à l'aide de la chaleur. *Or*, *argent*, *platine*, *palladium*, *iridium*, *rhodium*.

ALUMINIUM.

Ce métal n'existe point dans la nature à l'état de pureté et d'isolement, mais presque toujours oxigéné; on le trouve combiné au sodium et au phtore dans la *cryolite* : au silicium et au phtore dans la *topaze* : l'oxide d'aluminium ou *alumine*, est une des substances les plus abondamment répandues sur le globe. Pur, il constitue le *corindon* qui est employé comme pierre précieuse ainsi que ses variétés d'un beau rouge vermeil ou *rubis oriental* : d'un bleu très-variable ou *saphir* : d'un beau jaune-citron ou *topaze orientale* : d'un violet très-éclatant ou *améthiste orientale* : d'un vert plus ou moins foncé, ou *éméraude orientale* : quand il est parfaitement limpide, c'est le *saphir blanc*. Cet oxide combiné à l'eau, forme la *gibsite*, *le diaspore* : à la magnésie, le *spinelle* ou *rubis balais* : à l'oxide de zinc, le *gahnite* : à l'eau et à l'oxide de plomb, le *plomb gomme* : à l'acide silicique, la *pinite*, le *disthène*, le *cymophane* : à l'acide silicique et à l'eau, la *collyrite* : à l'acide silicique et à la glucine, *l'éméraude*, *l'euclase* : à l'acide silicique et à l'oxide de fer, le *grenat de fer* ou *almandin* : à l'acide silicique et à l'oxide de manganèse, le *grenat de manganèse* : à l'acide silicique et à la chaux, le *grenat de chaux* ou *grossulaire*, la *prehnite*, la *zoïsite* ou *épidote calcaire*, la *wernerite*, *l'indianite* : à l'acide

silicique et à la soude, le *lapis*, la *sodalite*, le *rubellit*, *l'albite*, la *néphéline*, *l'analcime* : à l'acide silicique et à la potasse, *l'andalousite*, *l'amphigène*, le *feldspath des granits*, *des gneiss*, les *mica* : à l'acide silicique et à la lithine, la *triphane*, la *pétalite*, *l'indicolite* : à l'acide silicique et à la baryte, *l'harmotome* : à l'acide silicique et à la magnésie, la *cordierite* : à l'acide mellitique, le *mellite* : à l'acide sulfurique, dans *l'alun natif*, *l'alunite* : à l'acide sulfurique et au fer dans *l'alun de plume* : à l'acide phosphorique et à l'eau dans le *wavellite* : dans un très-grand nombre d'autres minéraux : mêlé à des proportions variables d'acide silicique, il forme les *argiles*, les *terres argileuses* : substances très-usitées dans les arts, et qui plus ou moins pures servent à fabriquer depuis la porcelaine jusqu'à la faïence et la poterie la plus commune : à l'acide silicique et au carbonate de chaux, ces terres grasses, *marnes*, employées en agriculture pour amender les terres trop sableuses, et les rendre plus propres à la culture de certains végétaux.

Pour obtenir l'aluminium, on place par couches, dans un creuset de platine, du chlorure d'aluminium avec des morceaux aplatis de potassium qu'on a soin de débarrasser de toute l'huile de pétrole adhérente à leur surface et la couche supérieure est de chlorure. Les volumes employés de ces deux substances doivent être égaux, pour que la masse ne devienne pas alcaline ou l'excès de chlorure volatilisé. On fixe le couvercle du creuset avec un fil métallique : on le chauffe ensuite sur une lampe à esprit de vin. La réduction s'opère avec un si grand dégagement de chaleur que le creuset rougit tout-à-coup, et long-temps avant le rouge produit par la chaleur du dehors. Le po-

tassium s'empare du chlore pour former du chlorure de potassium, et l'aluminium est mis à nu. La masse contenue dans le creuset, est fondue et d'un gris-noirâtre. On laisse refroidir le creuset, on le plonge de suite dans une grande quantité d'eau qui dissout le chlorure de potassium. Il se dégage un peu de gaz hydrogène fétide, et il se précipite de l'aluminium en poudre grise. Après qu'elle s'est déposée, on décante, on filtre le restant du liquide, on lave à plusieurs reprises avec de l'eau froide ce qui reste sur le filtre et on le fait sécher. C'est l'aluminium.

Cette poudre d'un gris-noirâtre et presque semblable à celle du platine, par le frottement contre un corps dur, prend l'éclat métallique et brillant, et acquiert la blaucheur de l'étain. Il n'est point conducteur de l'électricité; il est infusible à la chaleur qu'on peut produire dans les meilleures forges. Chauffé au rouge, il brûle dans le gaz oxigène et l'oxide qui en provient est fondu et assez dur pour couper le verre. L'air n'a aucune action sur lui à la température ordinaire, mais à une chaleur rouge, il le fait brûler rapidement et le convertit en oxide blanc, pulvérulent. Ce métal ne s'oxide point dans l'eau, tant qu'elle est froide, mais lorsqu'elle est chauffée presque jusqu'au degré de l'ébullition, elle l'oxide peu à peu par suite de sa décomposition et il y a un faible dégagement de gaz hydrogène. Les acides ne l'attaquent qu'à chaud et l'oxident en le dissolvant. Les solutum alcalins, celui même d'ammoniaque, le dissolvent en dégageant de l'hydrogène.

Oxide d'aluminium. Alumine. On peut produire directement cet oxide par la combustion du métal dans l'oxigène, dans l'air; mais on le retire beaucoup plus économiquement des combinaisons

où il est tout formé dans la nature, ou de celles que l'art produit en grande quantité pour les besoins du commerce.

C'est ordinairement de l'alun, ou sulfate d'alumine et de potasse, ou sulfate d'alumine et d'ammoniaque qu'on extrait cet oxide à l'état de pureté.

Si on emploie l'alun potassé, on le dissout dans vingt fois son poids d'eau chaude, et on verse peu à peu dans ce solutum de l'ammoniaque liquide, jusqu'à ce qu'il y en ait un excès sensible. L'alumine se précipite en gelée blanche, transparente, qu'on recueille sur un filtre, et qu'on lave à l'eau chaude jusqu'à ce que les eaux du lavage n'aient plus de saveur. Le sulfate d'ammoniaque qui s'est produit reste dans le liquide surnageant avec le sulfate de potasse. On fait rougir au feu cet oxide hydraté et alors il est pur. On doit le conserver dans des vases bien bouchés, car il attire l'humidité de l'air et augmente de quinze pour cent. Cette propriété d'absorber facilement l'eau et de la retenir long-temps, est la source de l'influence salutaire qu'il exerce sur les terres cultivées, qui par son moyen, résistent mieux à la sécheresse de l'air et conservent l'eau nécessaire à l'entretien de la végétation.

Pour l'alun ammoniacal, il suffit de calciner ce sel dans un creuset de platine, pour obtenir de l'alumine pure. Le sulfate d'ammoniaque se dégage par l'action du feu, ainsi que l'acide sulfurique du sulfate d'alumine, décomposé en acide sulfureux et en oxigène.

L'alumine pure, ainsi préparée, est en poudre blanche, légère, douce au toucher, sans odeur, happant un peu à la langue et y causant une très-légère astriction, exhalant une odeur terreuse lorsqu'on souffle dessus, infusible aux feux ordi-

naires, fusible en verre limpide et incolore par le gaz oxigène, insoluble dans l'eau, sans action sur le papier de tournesol, se combinant avec les couleurs végétales et les précipitant même entièrement (laques), inaltérable par les corps combustibles non métalliques; facilement soluble dans les acides tant qu'il est humide, s'y dissolvant avec plus de difficulté après la dessication et très-difficilement après la calcination, car il faut des acides concentrés, un long contact et souvent même l'application de la chaleur. Composé d'aluminium 53,3 et 46,7 d'oxigène. Cet oxide d'aluminium, à l'état de pureté, est seulement employé dans les laboratoires pour la préparation des sels alumineux.

Chlorure d'aluminium. — On fait passer un courant de chlore sec sur un mélange d'alumine et de charbon placé dans un tube de porcelaine rouge de feu. Le chlore et le carbone décomposent concurremment l'oxide d'aluminium, d'où résulte de l'oxide de carbone qui se dégage et du chlorure d'aluminium qui est volatil et se condense en une masse cristalline à quelque distance de l'orifice du tube et de l'allonge de verre qui lui est ajoutée. Ce chlorure est blanc, demi-transparent, très-soluble dans l'eau, absorbant celle de l'air et se liquéfiant.

Sulfate d'alumine et de potasse ou d'ammoniaque. — *Alun.* Ce sel se prépare différemment suivant les localités et les substances d'où on l'extrait ou avec lesquelles on les compose.

A la Solfatare, dans le royaume de Naples, le sol est échauffé jusqu'à 40° par des feux souterrains, et sa surface se recouvre d'efflorescences blanches, qui sont en grande partie composées d'alun : on les ramasse, on les traite par l'eau qui s'empare de toute la partie soluble; on évapore dans

de grandes chaudières qu'on enterre dans le sol, et l'alun se dépose au fond de ces chaudières.

A Tolfa, on extrait l'alun de l'*alunite*, pierre compacte et entièrement insoluble dans l'eau, par la combinaison d'un excès d'alumine à l'alun. On calcine ces pierres dans un four, une petite quantité d'eau s'évapore, et l'excès d'alumine prend du retrait et se sépare de l'alun. On les expose ainsi calcinées à l'air pendant deux ou trois mois, en les arrosant un peu : ensuite on les lessive, l'eau dissout l'alun et laisse l'excès d'alumine pour résidu. On ne doit pas porter la calcination trop loin, car l'alun lui-même se décomposerait en partie, et on aurait un produit moins abondant. Par l'évaporation on obtient des cristaux d'alun d'une grande pureté : il porte le nom d'alun de Rome.

Dans les pays ou le sulfure de fer est uni à des schistes alumineux compactes, on l'expose à l'air pendant vingt à trente jours, ensuite on le dispose couche par couche avec du bois et on met le feu. La combustion s'achève lentement, on lessive le résidu, le solutum contient un peu d'alun, en raison de la potasse qu'a fournie la combustion du bois, et beaucoup de sulfate d'alumine, formé par la combinaison de l'alumine des schistes avec l'acide sulfurique, résultant de la combustion du soufre du sulfure de fer. Après avoir obtenu une première cristallisation d'alun, on en obtient une nouvelle quantité par l'addition de sulfate de potasse. Lorsque le sulfure de fer est mêlé à de l'argile non compacte, on se dispense de le calciner, on l'expose à l'air, on l'arrose pour l'entretenir humide. Lorsque tout le soufre s'est suroxigéné, ce qui exige de dix mois à un an car on opère sur de très-grandes quantités, et que la matière contient des sulfates de

fer et d'alumine, on la lessive, et on fait évaporer ce solutum dans des chaudières de plomb. Le sulfate de fer cristallise et le sulfate d'alumine reste en dissolution. On lave les cristaux de sulfate de fer, avec une petite quantité d'eau et on les fait sécher pour les livrer au commerce. Quand au sulfate d'alumine que contient le liquide, on y dissout à chaud du sulfate de potasse ou d'ammoniaqne, l'alun cristallise par le refroidissement, et on le purifie par une nouvelle solution et cristallisation. En calcinant, comme pour les schistes compactes, on obtiendrait en moins de temps plus d'alun, mais moins de sulfate de fer, ce qui est avantageux quand le premier est cher et le second bon marché.

Dans les pays où il n'y a ni aluminite ni argile et sulfure de fer mêlés ensemble, et où on veut fabriquer de l'alun, on se procure du sulfate d'alumine par l'action de l'acide sulfurique sur de l'argile riche en alumine ne renfermant point de carbonate de chaux et aussi exempte de fer que possible : on calcine préalablement l'argile, afin de suroxider le fer qui alors se dissout moins dans l'acide, et après l'avoir réduite en poudre, on la met dans des chaudières de plomb avec de l'acide sulfurique étendu d'eau : on chauffe et on remue. En décantant, on obtient du sulfate d'alumine et on y ajoute du sulfate de potasse ou d'ammoniaque.

Dans le commerce, on prend indifféremment l'alun potassé ou ammoniacé : ce dernier est préparé dans les pays où on distille les matières animales, parceque le sulfate d'ammoniaque y est à un très-bas prix, et le potassé dans les lieux où se trouvent un grand nombre de fabriques d'acide sulfurique et où on employe le sulfate de potasse qui cons-

titue les résidus de la combustion du mélange de soufre et de salpêtre. L'ammoniacé cependant, à prix égal, est préféré par quelques fabricans, parce qu'il contient un peu plus de sulfate d'alumine. Il ressemble tant au potassé qu'il est impossible de l'en distinguer à moins de le calciner ou par les moyens d'analyse.

Les aluns que l'on trouve dans le commerce contiennent tous une quantité de sulfate de fer qui varie depuis un deux millième, comme dans l'alun de Rome, jusqu'à l'alun le plus impur qui en contient un millième. En faisant cristalliser ce dernier après l'avoir fait dissoudre on peut le rendre aussi pur et même plus que celui de Rome : le sulfate de fer reste dans les eaux mères.

Depuis la découverte de ce procédé si simple de purification, les aluns de Rome, qui jusqu'alors étaient presque exclusivement employés, ne présentent plus aucun avantage sur les autres.

On reconnaît la présence du fer dans l'alun au moyen de l'hydrocyanate ferruré de potasse qui détermine alors une teinte bleuâtre. La pureté de l'alun est fort importante sous ce rapport, car le peu de fer qu'il contient est nuisible dans la teinture sur soie et sur coton, surtout dans les couleurs claires.

L'alun est incolore : sa saveur est acide et astringente. Il rougit le tournesol : il cristallise en octaèdres, quelquefois en cubes, et les cristaux, qui renferment quarante cinq pour cent d'eau, sont légèrement efflorescens. L'eau n'en dissout qu'un quinzième de son poids à la température ordinaire: bouillante, elle en dissout plus que son poids. A une chaleur modérée, l'alun éprouve la fusion aqueuse, et se prend en une masse vitreuse, transparente, qu'on nomme *alun de roche.* A une tem-

pérature plus élevée, il perd toute son eau de cristallisation et se transforme en une masse blanche, opaque et legère, plus difficilement soluble dans l'eau, c'est l'alun calciné. Enfin à la chaleur rouge, le sulfate d'alumine se décompose, l'acide sulfurique se dégage en oxigène et acide sulfureux et il reste un mélange d'alumine et de sulfate de potasse, mais si l'alun est à base d'ammoniaque, la résidu est de l'alumine pure. Lorsqu'on calcine l'alun avec un cinquième de son poids de charbon, ou mieux avec des matières végétales, telles que du sucre ou miel, la masse brune, qu'on obtient de cette décomposition a la propriété de s'enflammer au contact de l'air et surtout de l'air humide : on la nomme *pyrophore*. L'alun à base d'ammoniaque ne jouit pas de cette propriété.

L'alun est composé de 36, 85 de sulfate d'alumine, de 18, 15 de sulfate de potasse et de 45 d'eau. Celui à base d'ammoniaque, en raison du pouvoir saturant de cet alcali, n'en contient que cinq centièmes.

Les usages de l'alun sont nombreux en teinture et la consommation en France est de quatre millions de kilogram. On l'emploie comme mordant pour fixer les couleurs solubles sur les étoffes : on s'en sert pour conserver les peaux avec leurs poils et les garantir des insectes, augmenter la consistance du suif, préserver les substances animales de la putréfaction, garantir les bois contrè l'incendie, préparer l'alumine pure : dans la fabrication du bleu de prusse, du papier, de la colle forte, de certaines laques, etc.

En médecine on l'emploie comme astringent, à petites doses, dans les hémorrhagies utérines et autres, non accompagnées d'inflammation et dans les écoulemens atoniques. A l'extérieur on s'en

sert pour combattre certaines inflammations chroniques de la conjonctive, de l'arrière bouche et de la peau, quelques ulcérations superficielles, les hémorrhagies externes. Il entre dans la composition des injections astringentes et dans certains collyres.

Calciné, il est très-employé à l'extérieur comme escarotique, pour réprimer les chairs fongueuses. Sa calcination est décrite, vol. 1, page 95.

CARACTÈRES DES SELS D'ALUMINE.

Ils sont pour la plupart solubles dans l'eau : ceux qui sont susceptibles de cristalliser sont en petit nombre et sont incolores; ils n'ont point d'odeur : leur saveur est sucrée et très-astringente. Le solutum d'hydrocyanate ferruré de potasse n'y occasionne aucun trouble. Celui des hydrosulfates, des carbonates et bicarbonates y forme un précipité blanc. Le solutum aqueux de gaz ammoniac et de potasse y produisent des flocons blancs gélatineux qui d'abord nagent dans le liquide, puis se précipitent : ce précipité est redissous par un excès de potasse caustique, et non par un excès d'ammoniaque liquide. Chauffés au chalumeau, avec un peu de nitrate de cobalt, les corps qui contiennent de l'alumine, prennent une belle couleur bleue, qui s'affaiblit ou change suivant la nature et la quantité des autres oxides métalliques qui peuvent se trouver dans le mélange. L'hydriodate de potasse occasionne dans le solutum des sels alumineux un précipité blanc floconneux, qui devient promptement jaune et reste permanent. Si on ajoute au solutum d'un sel d'alumine, un peu d'acide sulfurique et ensuite un

peu de sulfate de potasse, il s'y manifeste promptement des cristaux octaèdres d'alun.

MAGNESIUM.

Ce métal se trouve uni au chlore dans les eaux de la mer : à l'état d'oxide et hydraté en veines dans les roches de serpentine : à l'alumine dans le *spinelle*. A l'alumine et à l'acide silicique dans quelques *grenats*, quelques *tourmalines*, tous les *micas*, la *pierre de savon*, dans le *jade néphrétique*, etc. A l'acide silicique, dans la *chondrotite*, la *craie de briançon*, le *talc*, la *magnésite*, la *serpentine* : à l'acide silicique et à l'oxide de fer, dans le *diallage*, *l'hypersthène :* à l'acide silicique et à la chaux, dans le *pyroxène sahlite*, le *diopside*, la *trémolite :* à l'acide borique, dans la *boracite* ; à l'acide carbonique et à la chaux dans la *dolomie ;* à l'acide carbonique dans la *giobérite*, la *magnésite*: à l'acide nitrique, en solution dans les eaux avec les nitrates de potasse et de chaux; avec l'acide sulfurique dans *l'epsomite*, tantôt en efflorescences salines à la surface des plaines sableuses et de certaines roches, tantôt dissous dans les eaux : à l'acide sulfurique et à la soude, dans la *réussine*, qu'on trouve en efflorescence avec le sulfate de soude : à l'acide phosphorique dans le *wagnerite*, le *wavelitte*. Le phosphate de magnésie existe aussi en petite quantité dans les os, certains liquides animaux, et dans beaucoup de graines céréales : uni au phosphate d'ammoniaque, il forme presque entièrement les concrétions plus ou moins volumineuses qu'on rencontre dans les intestins des chevaux.

On obtient le magnesium par un procédé analogue à celui de l'extraction de l'aluminium. On

prépare du chlorure de magnésium qu'on décompose ensuite par le potassium.

Le magnésium est un métal brillant, d'un blanc d'argent, parfaitement ductile et malléable, fusible à une températnre qui n'est pas très-élevée, susceptible de se sublimer, à la manière du zinc, à une température très-peu supérieure à son point de fusion, et se condensant sous forme de petits globules. Il ne décompose pas l'eau à la température ordinaire : il s'oxide à une haute température et se transforme en magnésie, lentement lorsqu'il est en morceaux un peu volumineux : mais lorsqu'il est en limaille fine il brûle avec beaucoup d'éclat, en projetant des étincelles.

OXIDE DE MAGNESIUM.

Magnésie. — Magnésie calcinée. Quoiqu'on le trouve à l'état naturel, il n'est jamais bien pur, ni en quantité nécessaire à la consommation qui s'en fait en médecine, et on le retire d'une de ses combinaisons les plus abondantes. Comme on exige que ce produit soit très-blanc et très-pur, on fait dissoudre dans l'eau du sulfate de magnésie et on y verse goutte à goutte de l'hydrosulfate d'ammoniaque qui convertit en sulfure insoluble le peu d'oxide de fer contenu dans ce solutum. On fait ensuite légèrement chauffer le liquide pour chasser l'excès d'hydrosulfate et on filtre. On verse dans ce liquide un solutum bouillant de carbonate de potasse bien pur et filtré. Ces deux solutum doivent être faits à parties égales de sel, et l'eau employée doit être cinq fois plus considérable que celle du sel. Il y a décomposition réciproque, formation de sulfate de potasse qui reste dissous et précipitation de carbonate de magné-

sie. Il est essentiel que les deux liquides soient presque bouillans, parce que autrement l'acide carbonique de la potasse, qui est excédant pour la saturation de la magnésie, en retiendrait une grande partie en dissolution : la chaleur, en faisant dégager cet excès, fait que la magnésie se précipite alors en totalité. On recueille le carbonate de magnésie sur un filtre, on le lave bien à l'eau bouillante et on le fait sécher le plus promptement possible, (car autrement les molécules se tassent peu à peu et la masse en diminuant de volume prend plus de densité), en le posant sur des corps secs et poreux qui puissent absorber promptement cette humidité sans changer le volume de la masse. On ne doit employer aucun moyen de compression, car on veut que ce carbonate, ainsi que l'oxide qu'il doit fournir, soit très-léger, relativement à son volume.

On remplit de très-grands creusets de carbonate de magnésie léger, pulvérisé par frottement et on ne tasse point. On calcine pour dégager l'eau qui s'y trouve encore et l'acide carbonique (*vol.* 1, *page* 96). Cet oxide délayé dans l'eau sert de contre-poison pour les acides dont il empêche l'action nuisible en les neutralisant. Quelquefois il agit comme purgatif, sans doute en formant des sels avec les acides qu'il trouve dans l'estomac. Sa pesanteur spécifique est de 2,5, il est composé de 60 magnesium et 40 d'oxigène.

CHLORURE DE MAGNESIUM.

On fait passer un courant de chlore sec sur la magnésie chauffée au rouge dans un tube de porcelaine : l'oxigène est dégagé et le chlore se combine avec le magnesium. Ce composé est blanc,

solide, déliquescent, d'une saveur très-amère, chaude et piquante. Il est très-soluble dans l'eau, et il est probable qu'il passe alors à l'état d'hydrochlorate de magnésie, car lorsqu'on évapore ce solutum jusqu'à siccité, il y a dégagement de gaz acide hydrochlorique et résidu de magnésie pure.

Le chlorure de magnesium ou hydrochlorate de magnésie se trouve en solution dans l'eau de la mer et dans plusieurs eaux naturelles médicinales.

CARBONATE DE MAGNÉSIE.

La préparation de ce sel se trouve indiquée à l'article de l'oxide, et c'est par sa décomposition qu'on se procure la magnésie. Quelquefois, en faisant sécher le carbonate de magnésie, on le met dans des moules en bois garnis de feuilles de papier à l'intérieur, pour lui donner la forme de petits parallélipipèdes.

Le carbonate de magnésie, préparé dans les laboratoires, est en poudre, et celui du commerce, en parallélipipèdes très-blancs et très-légers. Il est insipide et insoluble : ainsi que la magnésie, il verdit le sirop de violettes : exposé à une chaleur rouge, il perd l'eau et l'acide carbonique qu'il contient et laisse la magnésie à l'état de pureté. Ce sel se dissout dans son propre acide, et c'est à cet état de bicarbonate qu'il existe dans les eaux qui contiennent du carbonate de magnésie en dissolution. Mais à mesure que l'excès d'acide s'évapore, le carbonate se dépose sous forme de petits cristaux rhomboïdaux qui deviennent opaques à l'air.

Quand le carbonate de magnésie est allongé avec celui de chaux, le plus grand poids indique cette fraude et l'on s'en assure encore mieux par

l'acide sulfurique étendu d'eau qui dissout entièrement la magnésie et forme avec la chaux un dépôt insoluble de sulfate de chaux.

Ce sel est employé dans les mêmes cas que l'oxide du même métal, mais ce dernier est préférable, parce qu'il ne produit pas d'acide carbonique qui distend l'estomac et le fatigue.

On obtient un pain plus léger en mêlant aux farines nouvelles ou légèrement détériorées, un trois centième de ce sel.

Il est composé de 40 magnésie, 33 acide carbonique et 27 d'eau.

SULFATE DE MAGNÉSIE.

Sel d'epsom. Sel de sedlitz. Sel cathartique amer. — Dans les lieux où les eaux minérales qui contiennent ce sel sont abondantes, on les fait évaporer jusqu'à pellicule : par le refroidissement, il se précipite de petites aiguilles de sulfate de magnésie, que l'on recueille, que l'on fait égoutter pour le livrer ensuite au commerce s'il est suffisamment pur : autrement on redissout ces cristaux dans l'eau pure et on réitère cette opération jusqu'à ce que le sulfate de magnésie soit entièrement débarrassé des sels étrangers.

Dans certains pays on prépare ce sel avec des schistes qui renferment de la magnésie et du sulfure de fer : on les met sur le sol en tas plus ou moins volumineux, que l'on arrose de temps en temps : le soufre du sulfure s'oxigène, passe à l'état d'acide sulfurique, le fer s'oxide, et il se forme en même temps des sulfates de magnésie et de fer, mais ce dernier est toujours en petite quantité. Lorsque schistes sont recouverts d'une suffisante quantité d'efflorescence saline, on les

lessive, et l'évaporation des eaux donne du sulfate de magnésie qu'on purifie par de nouvelles cristallisations. On décompose le peu de sulfate de fer qui s'est formé avec un peu d'eau de chaux et il se précipite de l'oxide de fer et du sulfate de chaux.

On obtient aussi le sulfate de magnésie au moyen des terres calcaires fortement magnésiennes : pour cela, on les calcine jusqu'au point de dégager l'acide carbonique : on les délite avec l'eau, et on verse sur ces hydrates une quantité d'acide hydrochlorique suffisante pour dissoudre la chaux: on lave le résidu qui contient la magnésie et on le traite par l'acide sulfurique ou le sulfate de fer: on concentre le solutum et on fait cristalliser.

Le sulfate de magnésie cristallise en prismes quadrangulaires, terminés par des sommets dièdres ou par des pyramides à quatre faces, qui renferment 51, 5 d'eau de cristallisation. Sa saveur est fraîche et amère. Exposé à l'air, il s'effleurit. Chauffé, il éprouve la fusion aqueuse, perd peu à peu toute son eau de cristallisation, et se convertit en une masse blanche, infusible et indécomposable au feu pour la plus grande partie. Il est soluble dans son poids d'eau froide et les deux tiers seulement d'eau bouillante.

En médecine, on l'emploie à la dose de 32 gram., comme purgatif doux, dont l'action est très-constante et peu irritante. Il est plus habituellement usité en Angleterre qu'en France. administré a des doses trop faibles pour agir comme cathartique, il exerce une influence diurétique très-marquée. En pharmacie, il est usité pour la préparation du carbonate et de l'oxide de magnésium.

CARACTÈRES DES SELS DE MAGNESIE.

Les sels à base d'oxide de magnésium sont tous inodores et incolores : quelques-uns sont insolubles dans l'eau, mais ceux qui sont solubles dans ce liquide ont tous une saveur fraîche et amère. Leur solutum n'est point précipité par l'hydroferrocyanate de potasse à moins que l'acide n'ait un métal pour base, ni par les bi-hydrosulfates. Les oxides de potassium et de sodium y forment un précipité blanc gélatineux, insoluble dans un excès de l'un ou de l'autre de ces alcalis. l'ammoniaque y produit le même effet, si le sel de magnésie est neutre, mais elle n'en décompose qu'une partie en formant avec l'autre un sel double soluble. Les carbonates de potasse et de soude les décomposent tous et en précipitent la magnésie à l'état de carbonate insoluble, tandis que les bicarbonates des mêmes bases n'y forment point de précipité à la température ordinaire. Si l'on verse du phosphate de soude dans un sel de magnésie, tous les deux dissous dans l'eau, il ne se manifeste point de précipité : mais si l'on ajoute de l'ammoniaque, il se forme un précipité blanc qui est un sel triple, composé d'acide phosphorique, d'ammoniaque et de magnésie. C'est le meilleur moyen de séparer la magnésie des autres corps, et par conséquent d'en déterminer la quantité précise.

CALCIUM.

Le calcium se trouve dans la nature combiné au phtore dans le *spathfluor*, et au chlore en dissolution dans les eaux. Oxigéné, il est très-commun, mais presque toujours uni à des acides : à l'état

de liberté, on ne trouve cet oxide que dans quelques productions volcaniques. Avec l'acide silicique, il forme le spath en table ou *wollastonite* : avec le silicique et l'alumine, la *laumonite*, le feldspath de chaux ou *indianite*, la *stilbite*, la *wernerite*, la *thomsonite*, la *scolézite*, la *chabasie*, la *zoïzite* ou épidote calcaire, la *prehnite*. A l'acide silicique et à la magnésie, l'amphibole *trémolite*, le *diopside* ou pyroxène sahlite. A l'acide silicique et au fer, *l'yénite* ou *ilvaite*, l'amphibole *actinote*, *l'hédenbergite*, le grenat *mélanite*. A l'acide silicique et à la potasse, *l'apophyllite*. Aux acides silicique et borique, la *datholite* : aux acides silicique et titanique, le *sphène*. A l'acide carbonique, l'*arragonite*, quand les cristaux sont prismatiques, le *spath d'Islande*, quand ils sont rhomboédriques : en masse ou en cristallisation confuse, les *marbres*, la plupart des *pierres à bâtir*, les *pierres calcaires* : en poudre la *craie*, une grande partie des terres propres à la végétation. A l'acide carbonique et aux argiles, le *marne*. A l'acide carbonique et à la magnésie, la *dolomie*. A l'acide sulfurique, sans eau, le *karsténite* ou sulfatine. A l'acide sulfurique et à l'eau, la *sélénite*, le *gypse* ou plâtre. A l'acide sulfurique et à la soude, la *glaubérite*. A l'acide nitrique, en solution dans les eaux. A l'acide tungstique, dans la *schéelite*. A l'acide arsénique, dans la *pharmacolite*. A l'acide phosphorique, dans *l'apatite* : ce même sel fait partie constituante des os, des différens tissus, et se trouve en dissolution dans tous les liquides animaux ; quelques graines et surtout celles de certaines graminées en contiennent aussi. Le phosphate de chaux existe encore dans les calculs urinaires, ainsi que l'oxalate de chaux. Ce dernier est aussi contenu dans beaucoup de produits végé-

taux, ainsi que l'acétate, le malate, le tartrate, le citrate de chaux, etc. Les écailles d'huîtres et enveloppes d'autres mollusques et des testacés, sont presque uniquement composées de carbonate de chaux. Cette base se trouve aussi unie à l'acide borique dans les sédimens des eaux d'où l'on retire le borax.

Pour obtenir le calcium, on fait une pâte d'un sel de chaux, et l'on place un globule de mercure dans un creux de cette pâte : on fait agir pendant long-temps une forte pile, de manière que le fil négatif plonge dans le mercure. Il en résulte un alliage que l'on distille ensuite dans une très-petite cornue et qui laisse le calcium presque pur. On le conserve dans l'huile de naphte ou le gaz azote. Il est blanc et brillant comme l'argent. Il est beaucoup plus pesant que l'eau, qu'il décompose avec violence. Il attire vivement l'oxigène de l'air, brûle avec beaucoup de lumière quand on le chauffe, et dans tous les cas se convertit en protoxide ou en chaux.

PROTOXIDE DE CALCIUM.

Chaux. Chaux vive. Terre calcaire. — Dans les laboratoires, on chauffe au rouge, pendant deux heures à peu près, dans un creuset de platine recouvert de son couvercle, du marbre blanc exempt de toutes substances étrangères, ou du carbonate de chaux cristallisé bien pur, et jusqu'à ce que cette substance ne fasse plus aucune effervescence avec les acides : alors elle a perdu son eau, son acide carbonique et il ne reste que de l'oxide de calcium que l'on enferme dans un flacon bien bouché, aussitôt qu'il est suffisamment refroidi.

13.

Pour les besoins des arts, on entasse ordinairement des pierres connues sous le nom de *pierre à chaux*, sous des voutes de briques, et on les chauffe pendant long-temps au rouge cérise, avec des fagots, du bois de corde ou du charbon de terre ou de la tourbe. La forme des fours varie, et il y en a de coulans ou à feu continu dans lesquels le combustible est introduit pêle-mêle avec la substance dont on veut extraire la chaux. On tire la chaux qui est préparée, environ les deux tiers de la hauteur de la fournée, puis l'on ajoute sur la partie supérieure et par lit, une quantité correspondante de pierres et de charbon. On continue sans interruption de cette manière, en tirant la chaux au fur et à mesure qu'elle est calcinée, jusqu'à ce que le four ait besoin de quelques réparations.

La chaux est ordinairement en masse ou en poudre grise quand elle ne contient pas d'eau, et très-blanche quand elle en contient. Sa saveur est âcre, caustique et alcaline. Elle verdit fortement le sirop de violettes. Sa pesanteur spécifique est de 2,3. La chaux est infusible aux feux ordinaires, mais au chalumeau à gaz détonant, elle se fond en un verre jaune, en donnant un couleur améthiste à la flamme. Elle est décomposée par l'électricité en oxigène et en calcium avec le concours du mercure. Elle est sans action sur l'oxigène et l'air, mais absorbe d'abord l'humidité atmosphérique et ensuite l'acide carbonique, se goufle alors, blanchit et prend le nom de *chaux éteinte à l'air*. Elle a une très-forte affinité pour l'eau qu'elle absorbe avec grande production de chaleur, et en dégageant beaucoup de vapeurs aqueuses qui entraînent un peu de chaux et qui répandent une odeur particulière, presque semblable à celle de

la lessive. La température peut s'élever jusqu'à enflammer le soufre d'une allumette, et l'on a vu souvent dans des temps humides des charettes chargées de chaux vive s'enflammer. La chaux, dans cette absorption, se gonfle, blanchit, et quoique paraissant très-sèche peut retenir un quart de son poids d'eau qui s'y combine à l'état solide, et c'est ce passage de l'eau liquide à l'état concret qui produit tant de calorique. La chaux ainsi combinée est un hydrate et porte le nom de *chaux éteinte à l'eau*.

L'hydrate de chaux se dissout dans 500 parties d'eau et plus à chaud qu'à froid; aussi le solutum préparé à froid se trouble quand on le fait bouillir. Ce solutum, *eau de chaux* (*vol.* 1, *page* 271), cristallise par évaporation sous un récipient privé d'air et à l'aide de l'acide sulfurique mis à proximité pour absorber la vapeur d'eau à mesure qu'elle se forme, en prismes hexaèdres réguliers et transparens. Trois parties d'eau de chaux et une partie d'huile d'olives, composent le liniment calcaire, qu'on vante dans les brûlures, et qu'on a aussi employé avec succès contre certaines dartres rebelles. La chaux est composée de calcium 100 et 38,09 d'oxigène.

La chaux fait la base des *mortiers*, qui consistent dans un mélange de sable en petits grains et de chaux éteinte à l'eau. Les meilleurs se préparent en employant moitié chaux déjà éteinte et moitié en poudre fine. Les mortiers durcissent à l'air, tant par la solidification de l'eau et la cristallisation de la chaux, que par l'absorption de l'acide carbonique de l'air. Si la chaux contient de l'argile, le mortier résiste à l'eau. La chaux fortement chauffée avec la silice forme une espèce de

porcelaine. Ajoutée à des mélanges terreux, elle en facilite la fusion et la conversion en verre.

On emploie la chaux pour séparer l'acide carbonique de la potasse et de la soude et les obtenir pures, afin de les rendres capables de former avec les corps gras différens savons, et pour que ces alcalis aient plus d'énergie dans le blanchissement.

On s'en sert pour reconnaître la présence des acides carbonique et oxalique; pour déféquer les sucs des cannes à sucre, des betteraves : pour clarifier le sucre; pour purifier le gaz hydrogène carboné propre à l'éclairage : pour préparer les matières animales gélatineuses dont on veut extraire la gélatine, les peaux dans les tanneries : pour favoriser la dissolution des matières animales molles, dans les inhumations. Avec la chaux on décompose le sulfate et l'hydrochlorate d'ammoniaque, pour préparer l'alcali volatil. Elle forme avec le blanc d'œuf ou l'albumine du sang un fort bon lut (*vol.* 1, *page* 109).

Elle est fort utile pour dessécher l'air des étuves; pour absorber l'humidité et l'acide carbonique des navires, lorsque les mauvais temps empêchant de les aérer, la santé des équipages peut en être compromise; pour préserver divers objets de l'humidité. Elle entre dans la préparation d'un badigeon pour blanchir les plâtres et les pierres des maisons : les agriculteurs s'en servent pour chauler les grains. On l'emploie dans quelques opérations de teinture. Mélangée à la glaise et jetée dans un bassin en terre qui fuit, elle en bouche les fissures au point d'arrêter bientôt toute infiltration.

Avec le sulfure d'arsenic, elle compose une pâte dépilatoire : avec le protoxide de plomb et l'eau,

elle fournit un liquide qui est employé pour noircir les cheveux.

La chaux est un poison corrosif à la dose de quatre grammes en substance, et dans ce cas on emploie de l'eau acidulée.

On l'employait autrefois comme caustique à l'extérieur : elle a été remplacée par la potasse. Dans une partie de l'Amérique et dans presque toute l'Asie, on fait usage intérieurement de la chaux vive : des feuilles de poivrier bétel et de tabac, des fruits d'aréquier et de la chaux vive pour saupoudrer ces substances, telle est la composition du *bétel* qu'ils mâchent sans cesse et dont l'usage garantit de la dysenterie qui est si funeste en ces pays. Ce stimulant, quelque violent qu'il soit, balance l'atonie, l'affaiblissement du système digestif. On porte le bétel dans des boîtes et on se l'offre officieusement, comme le tabac en Europe.

CHLORURE DE CALCIUM.

Sel marin calcaire. Muriate de chaux. Hydrochlorate de chaux. — Il se trouve en dissolution dans les eaux de la mer et dans toutes celles qui contiennent du chlorure de sodium : dans plusieurs eaux minérales purgatives, et l'on soupçonne qu'il est la principale source de leurs vertus. *Eaux de balaruc, de la mothe*; dans les matériaux salpêtrés, etc.

On se le procure en décomposant, à une température rouge, l'oxide de calcium par le chlore : on fait passer du gaz chlore sec sur des morceaux de chaux placés dans un tube de porcelaine porté au rouge. L'oxigène se dégage et le chlore se combine avec le métal.

Cette combinaison peut encore être produite par l'action du gaz hydrochlorique sur la chaux ou sur le carbonate de chaux : il se forme de l'eau et du chlorure de calcium, et il se dégage de l'acide carbonique si on emploie du carbonate ou que la chaux ait été exposée à l'air.

Dans les pharmacies, on l'obtient ordinairement en dissolvant dans l'eau ce qui reste après la préparation de l'ammoniaque, filtrant et faisant évaporer à siccité.

Desséché, il est blanc : il est inodore ; sa saveur est âcre, piquante et amère. Il fond à la température rouge et n'est point décomposé par le calorique si c'est dans des vases fermés, autrement il laisse dégager un peu de chlore, et se prend en refroidissant en une masse dure et opaque : c'est en cet état qu'on l'emploie pour dessécher les gaz. Frotté dans l'obscurité, il est lumineux et a été nommé *phosphore de Homberg*. Il est extrêmement soluble dans l'eau, l'enlève à l'air et tombe en déliquescence dans quelques heures. L'eau chaude en dissout en toute proportion et l'eau froide deux fois son poids. Il cristallise avec difficulté, et souvent l'agitation le fait passer de suite à cet état : celui sur lequel on distille de l'alcool pour qu'il en absorbe l'eau, cristallise souvent dans le bain-marie. Le moyen le plus facile de l'obtenir en prismes à six pans, striés, terminés par des pyramides aiguës, consiste à amener son solutum à 1,450 de pesanteur spécifique à la température de $+27°$, et à l'exposer ensuite à zéro. Ce chlorure produit beaucoup de froid quand on le mêle à de la glace pilée ou à de la neige. Il est extrêmement soluble dans l'alcool en dégageant beaucoup de chaleur. Il est formé de 42,61 de chlore et de 37,59 de calcium.

On l'a employé comme fondant dans les engorgemens lymphatiques, dans les affections scrofuleuses, mais ses propriétés n'étant pas énergiques, depuis la découverte de l'iode, il n'est plus employé dans ce dernier cas. Il exerce une influence stimulante sur toute l'économie.

Par rapport à l'avidité de cette substance pour l'eau, on a proposé de s'en servir pour entretenir toujours dans un certain état d'humidité la surface de quelques terrains trop secs, et cela paraît n'être point sans utilité.

SULFURE DE CALCIUM.

On l'obtient en décomposant le sulfate de chaux par le charbon ou l'hydrogène à une température rouge. Ce composé est blanc-jaunâtre, peu soluble dans l'eau froide, plus soluble dans l'eau bouillante. Ce solutum incolore est décomposé de suite par les acides qui s'unissent à l'oxide de calcium et dégagent du gaz hydrosulfurique.

Si on calcine dans un creuset fermé parties égales d'oxide de calcium et de soufre, le tout bien pulvérisé et mêlé, il se forme du sulfure de calcium. Une partie de cet oxide est réduite par une partie de soufre qui passe à l'état d'acide sulfurique, et le produit de cette calcination est un mélange de sulfure de calcium et de sulfate de chaux. C'est un corps blanc, tirant sur le rougeâtre, peu soluble dans l'eau froide, plus soluble dans l'eau bouillante, donnant un solutum incolore qui a une saveur d'hydrogène sulfuré et en même temps alcaline. Ce sulfure luit dans l'obscurité, et cette propriété lui avait fait donner le nom de *phosphore de canton.* Il est quelquefois employé en médecine, principalement dans le trai-

tement des maladies cutanées. On le mêle à des corps gras pour en composer des pommades : on fait usage de son solutum aqueux pour lotions, en bains, et on y ajoute une très-petite quantité d'acide.

Lorsqu'on fait bouillir de la chaux avec de l'eau et du soufre, la proportion de ce dernier est quintuple de celle des composés précédens et l'on a un solutum de persulfure de calcium, qui a une couleur jaune-rougeâtre et une odeur très-prononcée. Dans quelques blanchisseries, ce liquide est employé pour lessiver, parce qu'il est à meilleur marché que la lessive de potasse.

En médecine on l'emploie contre les maladies cutanées. On l'a conseillé dans la salivation mercurielle, et préconisé dans les empoisonnemens produits par les sels de mercure, d'antimoine, d'argent et d'arsenic.

CHLORURE D'OXIDE DE CALCIUM.

Chlorure de chaux. Poudre de tennant. — Ce composé n'existe pas dans la nature : il est toujours le produit de l'art. Le chlore, à la température ordinaire, s'unit en certaines proportions avec l'oxide de calcium sans le décomposer, pour former un chlorure d'oxide. Ce composé se prépare en grand dans le commerce pour le blanchiment, la désinfection, etc.

Dans certaines fabriques, on emploie la chaux simplement délayée dans l'eau, et dans d'autres on la combine à sec, mais cependant à l'état d'hydrate, c'est-à-dire éteinte à l'eau : car la chaux entièrement privée d'humidité ne se combinerait pas à froid, et à chaud il y aurait formation de chlorure de calcium et non de chlorure d'oxide.

Ceux qui le préparent pour leur propre usage, donnent la préférence à la première méthode : ceux qui le font pour l'expédier se servent de la seconde.

Quand on veut obtenir immédiatement le chlorure d'oxide de calcium liquide, on délaye l'hydrate de chaux dans l'eau et on en fait une bouillie très-claire : on verse dans une cuve couverte, à laquelle est adapté un agitateur en bois : on fait arriver le chlore et on met l'agitateur en mouvement. La combinaison s'effectue promptement et sans perte, parce que la chaleur qui se dégage se répartit sur une grande masse et devient insensible.

On place dans de grandes boîtes de bois l'hydrate de chaux en couches minces, sur des planches percées de trous et disposées en étages les unes au-dessus des autres. Par la partie inférieure de ces boîtes, on fait arriver du chlore, mais il ne faut pas que son émission soit rapide, car alors l'absorption instantanée ferait développer une chaleur suffisante pour la décomposition du chlorure formé : il se dégagerait de l'oxigène et se produirait un chlorure métallique dont les propriétés ne se ressemblent point. A mesure que le chlore arrive, il chasse l'air et est absorbé promptement. On reconnaît que la chaux en est saturée lorsqu'à la partie supérieure l'odeur de chlore se fait sentir.

On se sert de grandes chambres construites en pierres siliceuses, dont les joints sont lutés avec un mastic composé de parties égales de poix, de résine et de plâtre sec. A l'une des extrémités de la chambre est pratiquée une porte que l'on ferme hermétiquement en l'entourant de lisières de drap qu'on recouvre ensuite avec de l'argile. Une croisée ménagée de chaque côté permet de juger du degré de saturation par la couleur des vapeurs et

procure assez de jour pour qu'on puisse travailler dans l'intérieur quand il en est besoin. La porte et les croisées peuvent s'ouvrir à l'aide de cordes qui passent sur poulies et communiquent à l'extérieur. Cette disposition est nécessaire pour renouveler l'air avant de pénétrer dans la chambre. Tout autour de l'intérieur de cette chambre sont placées des tablettes en bois, percées de quelques trous, rangées les unes au-dessus des autres, à l'intervalle d'un pouce, pour que le chlore puisse avoir un libre accès sur la surface de l'hydrate calcaire qu'on dépose en couche mince sur ces tablettes. Le tuyau de plomb qui apporte le chlore pénètre par la partie supérieure de la chambre, déplace l'air, et en gagnant le bas de la chambre se distribue également dans toutes les parties de l'appareil.

Lorsqu'on le prépare moins en grand, on a un tambour ou cylindre, garni intérieurement de rayons de bois étroits et minces, et tournant autour d'un axe creux, à travers lequel le chlore pénètre dans le cylindre : par ce moyen d'agitation, la chaux continuellement exposée à l'action du chlore, se trouve bientôt uniformément saturée.

Dans les laboratoires où l'on n'en prépare qu'une petite quantité, on fait rendre le gaz chlore lavé au fond d'un vase rempli d'hydrate de chaux.

Le chlorure d'oxide de calcium, préparé sans eau, est sous la forme d'une poudre blanche, grossière, quelquefois agglomérée, d'une odeur forte de chlore. Sa saveur est âcre, piquante, désagréable. Exposé à l'air, il s'humecte, se pelotonne et d'autant plus qu'il renferme davantage de chlorure de calcium, et dégage un peu de chlore. Il ne se dissout que partiellement dans l'eau ; le

résidu consiste dans la chaux qui ne s'est pas combinée au chlore.

Le solutum de chlorure de chaux se fait avec une partie de chlorure et dix d'eau. On filtre s'il en est besoin. Il est incolore : il répand une odeur prononcée de chlore : exposé à l'air, il se couvre peu à peu d'une croute blanchâtre de carbonate calcaire, formée par l'acide carbonique de l'atmosphère, qui se combine avec la chaux et déplace le chlore. On en obtient un dégagement subit par les acides et le liquide qui contient le nouveau sel calcaire est coloré en jaune-verdâtre par le chlore mis en liberté et dont une partie reste en dissolution.

L'action de ce chlorure sur les matières colorantes est la même que celle du chlore : elle les détruit toutes plus ou moins promptement, et c'est d'après cette propriété qu'on emploie depuis long-temps le solutum de ce chlorure pour le blanchiment des toiles : l'avantage qu'il présente sur le solutum aqueux de chlore, c'est d'en contenir davantage sous le même volume, et de n'avoir qu'une faible odeur qui ne peut incommoder les ouvriers.

Le solutum de chlorure de chaux, comme celui des autres chlorures d'oxide, agit d'une manière prompte et efficace sur les miasmes putrides qu'il décompose. De simples lotions, faites sur les objets imprégnés de matières animales putréfiées, suffisent pour faire disparaître toute l'odeur fétide. On s'en sert avec le plus grand avantage pour désinfecter les salles des hôpitaux encombrées, pour laver les salles de dissections, les cadavres putréfiés dont on veut faire l'ouverture, pour désinfecter les fosses d'aisance et dans toutes les industries dans lesquelles on emploie les ma-

tières animales en putréfaction, principalement pour l'art du boyaudier.

En médecine on s'en sert pour le pansement des ulcères sordides et infects, pour les plaies compliquées de pourriture d'hôpital, pour les brûlures larges et superficielles après que l'inflammation a disparu, dans les ulcérations de la membrane pituitaire entretenues par une nécrose de la voute du palais, etc. Il agit en enlevant la mauvaise odeur et en stimulant assez vivement les parties auxquelles on l'applique.

On s'en sert aussi pour combattre les engelures ulcérées ou non, et on les guérit en très-peu de temps par ce moyen. Les Suédois s'en servent depuis long-temps dans les ulcères vénériens : les Anglais le considèrent comme un préservatif contre les affections vénériennes, et s'en lavent avant et après le coït.

Pour les usage médicaux on étend le solutum de chlorure de chaux de quatre ou cinq fois son poids d'eau, et même plus, suivant les parties auxquelles on doit l'appliquer. Deux ou trois frictions pendant six à dix jours, guérissent la gale, mais dans cette circonstance le chlorure de chaux doit être étendu de seize parties d'eau.

Phosphate de chaux. — Ce sel est assez fréquent dans la nature. Il a été découvert par Schéele et Ghan, dans les os. Il existe en grandes masses grossières, en Estramadure, où il est employé pour la construction des maisons et des murs d'enclos. Cristallisé, il constitue l'apatite et la pierre d'asperge qui ne diffèrent que par la couleur, ont beaucoup d'éclat, une cassure un peu lamelleuse, et malgré leur peu de dureté, sont quelquefois employées par les joailliers ; la variété pulvérulente est dite terre de Marmarosch.

Il forme la plus grande masse des os des animaux et se rencontre dans tous leurs organes. Il est blanc, insipide et insoluble dans l'eau et l'alcool. Chauffé fortement, il peut fondre en un verre transparent, s'il est pur; s'il contient un peu de carbonate, comme dans les os, une très-forte chaleur ne le fond plus par rapport à l'excès de chaux, mais le change en une espèce de porcelaine extrêmement dure. On pense qu'il faut 378° du pyromètre pour produire cet effet. Il devient sensiblement phosphorescent par le feu. La poussière du phosphate de chaux natif, projetée sur les charbons ardens placés dans un lieu obscur, donne une lumière jaune-verdâtre, assez vive et qui persiste quelque temps : c'est une des expériences qui font spectacle. Presque tous les acides enlèvent à ce sel une partie de la chaux, et le font passer à l'état de biphosphate très-soluble : traité par l'acide sulfurique, il devient quadriphosphate, ne retient plus qu'un quart de chaux, et ce sel acide est employé pour obtenir le phosphore. Le phosphate de chaux est composé de 45 chaux et 55 acide phosphorique.

L'album græcum des anciens pharmacologues, ou les excrémens des chiens que l'on tient renfermés et qui rongent des os seulement, n'est que du phosphate de chaux. Après avoir bien lavé et séché ces excrémens, on les employait comme résolutif dans l'esquinancie, et l'on s'accordait généralement à dire que ce médicament réussissait parfaitement dans ce cas, mais que son action était purement mécanique.

La corne de cerf calcinée (*vol.* 1, *page* 99) en est presque uniquement formée : c'est lui par conséquent qui est la base de la décoction blanche de sydenham, dans laquelle on ajoute de la gomme

ou de la mie de pain, pour mieux tenir en suspension le phosphate de chaux porphirisé. On doit remuer ce liquide, afin de le faire prendre trouble au malade, et l'on s'en sert contre la diarrhée.

On employait aussi autrefois le phosphate de chaux retiré de l'astragale ou talon du lièvre, comme diurétique : des mâchoires fossiles du loup-marin, *anarrhicus lupus* : de la corne d'élan, des dents d'hippopotame ou de morse, de la défense de narwhal ou dent de licorne, de la corne de rhinocéros, de l'ivoire fossile, des dents canines du sanglier, et l'on attribuait gratuitement à ces diverses substances, des vertus alexitères, le pouvoir de suspendre l'action des poisons.

Le phosphate de chaux fourni par la mâchoire inférieure du brochet était de même recommandé dans la leucorrhée et pour faciliter l'accouchement.

Enfin celui des os pariétaux d'un homme qui avait péri de mort violente, était conseillé dans l'épilepsie.

Le phosphate de chaux est encore employé aujourd'hui dans la poudre dentrifice et celle de james.

Ce sel joue un rôle très-important dans l'économie animale, attendu que les os lui doivent toute leur solidité : il paraît se déposer dans le parenchyme de ces organes. Il est certain qu'il doit être dissous, pour circuler dans les vaisseaux: qu'il est insoluble lorsqu'il est déposé dans les os eux-mêmes, et qu'il doit redevenir soluble pour être absorbé de nouveau, comme cela arrive sans cesse. On remarque que le lait, premier aliment des enfans, en contient une assez grande proportion. Sa grande solubilité dans les acides a fait supposer que la cause du rachitis ou ramollissement des os, était l'acidité des humeurs, et les

alcalis à l'intérieur et à l'extérieur sont très-utiles dans cette maladie.

CARBONATE DE CHAUX.

Ce sel est sans doute l'une des substances minérales les plus communes et les plus utiles. Il se présente sous diverses formes et prend alors différens noms. Ses couleurs souvent différentes sont dues à la présence d'oxides métalliques qui y sont mélangés. Dans le règne organique, il forme presque entièrement le test de certains mollusques, et entre comme partie constituante dans la charpente osseuse de tous les animaux. On le trouve aussi dissous dans quelques eaux à la faveur d'un excès d'acide carbonique.

On le trouve souvent cristallisé : il est alors plus ou moins transparent. Il n'a ni saveur, ni odeur. Il affecte différentes formes et est susceptible de tant de variétés qu'on en a déjà obtenu plus de 600. Sa forme primitive est un rhomboïde obtus. Chauffé à l'air libre, il perd son eau, son acide carbonique et laisse de la chaux : c'est sur cette propriété qu'est fondée l'extraction de la chaux dans les arts. Chauffé sous une forte pression qui ne permette pas aux principes volatils de se dégager, il fond en une masse qui ressemble à la pierre à chaux. Il est insoluble dans l'eau pure : quand l'eau est chargée d'acide carbonique, elle en dissout 0, 15 de son poids. C'est à cet état de bicarbonate qu'on le rencontre dans les eaux, qui le laissent déposer par leur exposition à l'air, en perdant l'excès d'acide. La chaleur agit de même sur ce solutum de bicarbonate. Tous les acides décomposent le carbonate de chaux avec effervescence. Sa pesanteur spécifique est de 2, 7.

Il est composé de 43, 2 d'acide carbonique et de 56, 8 d'oxide de calcium.

Il jouit de la double réfraction à un degré très-marqué, même à travers deux faces parallèles. Les fragmens rhomboïdaux transparens, *spath d'Islande*, outre cette propriété bien prononcée, jouissent encore d'une électricité très-énergique par la pression. Un simple contact suffit pour y développer une électricité vitrée très-sensible.

Le carbonate de chaux prismatique, ou *arragonite*, contient un peu de carbonate de strontiane.

Ce sel est si répandu qu'on ne le prépare point. On choisit le plus pur ou on se contente de purifier celui qu'on a choisi. On peut le produire directement en exposant la chaux hydratée à l'air, ou en précipitant un sel de chaux soluble par le carbonate de potasse.

On employait autrefois le carbonate de chaux à l'intérieur, et on lui attribuait gratuitement des propriétés différentes suivant la substance qui l'avait fourni. L'opercule du *strombus lentiginosus*, coquillage des grandes Indes, était réputé antispasmodique. On regardait comme aphrodisiaque, l'opercule de quelques coquilles du genre *turbo* qu'on trouve sur les bords de la mer adriatique. La poudre de *corail* passait pour anti-acide, et est encore aujourd'hui employée comme dentrifice.

L'ostéocolle de l'ancienne pharmacie, ainsi nommée parce qu'on lui attribuait la vertu d'agglutiner en peu de temps les os fracturés, est une incrustation de carbonate de chaux dont la cavité reste vide par la destruction du végétal qui l'a occupée, ou s'est remplie par la suite du carbonate de chaux pulvérulent, delayé dans l'eau.

On employait encore ce sel pour absorber les acides de l'estomac, mais son usage a été aban-

donné avec raison pour celui du carbonate de magnésie ou mieux de l'oxide de ce métal.

Les usages du carbonate de chaux sont très-nombreux et se rapportent à des objets qui nous sont familiers et s'offrent de toutes parts à notre vue. Celui qui est en masses compactes, solides, sert à la construction des édifices, sous le nom de pierre à bâtir. celui qui est plein, fin et facile à tailler, sert pour les ouvrages de sculpture.

La pierre à bâtir ou calcaire grossier, dépouillée par l'action du feu de son eau et de son acide carbonique, et réduite à l'état de chaux, est employée dans la composition du mortier, qui contribue tant à la solidité des constructions. Les sables ou autres corps semblables, qui sont comme le fond du mortier, étant insolubles dans l'eau et incapables par eux-mêmes de contracter de l'adhérence, il est nécessaire que les molécules d'une substance soluble, telle que la chaux, agissent sur leur surface par son affinité, servent à les lier, et forment avec eux une espèce de pâte qui puisse prendre une forte consistance par le desséchement.

La pierre de *liais* est recherchée comme très-propre à être employée pour les rampes, les chapitaux, les colonnes etc. C'est, en quelque sorte, le marbre de ceux qui se bornent à la propreté, sans prétendre à la magnificence.

Le carbonate de chaux schistoide très-compacte est remarquable par l'usage qu'on en fait, en le substituant aux planches de cuivre qui servent pour la gravure ordinaire : et au lieu d'employer le burin, on se contente de dessiner avec un crayon gras, sur la surface de la pierre, les sujets dont on se propose de multiplier les images, ce qui rend l'opération beaucoup plus facile, plus expé-

ditive et moins dispendieuse. On peut tirer un grand nombre d'épreuves sans altérer la planche. On a donné à ce nouvel art le nom de *lithographie.*

Le carbonate de chaux dendritique, coupé dans un sens perpendiculaire, ou à peu près, aux fissures dans lesquelles ont été déposées les molécules métalliques dont était chargée l'eau qui s'y est introduite, forme des tableaux, objets d'ornement connus sous le nom de *marbre de hesse.*

A mesure que le carbonate de chaux en cristallisation confuse devient plus dur, plus susceptible d'être poli, que ce poli a une certaine vivacité et fait ressortir des teintes agréables à l'œil, il prend le nom de *marbre.* Le premier rang est dû au marbre blanc, *marbre statuaire*, parce qu'il est le seul que les sculpteurs emploient pour représenter les personnages célèbres dans l'histoire ou dans les fables. Le plus connu des marbres statuaires antiques était le carbonate de chaux lamellaire de l'île de Paros. Chez les modernes, le marbre destiné aux mêmes usages est un carbonate de chaux saccaroïde, que l'on tire principalement des environs de Carrare, vers la côte de Gênes. Le grain en est plus fin et ce marbre se prête davantage à la délicatesse et au fini du travail.

Le marbre blanc n'isole qu'imparfaitement et tient le milieu entre les corps conducteurs de l'électricité et les corps non conducteurs. C'est sur cette propriété qu'est fondé l'usage du *condensateur* pour rendre sensibles de très-petites quantités d'électricité fournies par des corps environnans, en les déterminant à s'accumuler sur un disque de métal auquel un plateau de marbre blanc sert de support.

Les *marbres colorés*, que l'on emploie pour l'ameublement, se multiplient par la diversité de leurs

teintes rouge, brune, jaune, etc, et par celle qui règne dans la manière dont elles sont assorties et distribuées. Chaque pays a les siens, auxquels on a donné des noms particuliers.

Les *marbres brêches*, qui servent aux mêmes usages s'en distinguent par des taches anguleuses ou arrondies que forment sur leur surface les fragments auxquels la matière du fond a servi de ciment.

Le carbonate de chaux concrétionné ou *albâtre* sert à faire des colonnes, des vases de différentes figures.

Le *blanc d'espagne* est un carbonate de chaux pulvérulent que l'on délaye dans l'eau pour le façonner en pains de différentes formes. La *craie*, en raison de sa blancheur et de sa friabilité, est usitée dans la peinture en détrempe, et employée à des usages très-variés.

Le carbonate de chaux argilifère ou *marne* est employé comme terre à foulon, terre à pipe, etc. suivant qu'il partage les propriétés des argiles auxquelles on a donné ce nom. Cette substance fournit aux terrains cultivés un engrais propre à favoriser la végétation. Les deux oxides dont elle est principalement composée produisent chacun des effets particuliers qui la rendent plus convenable à telle espèce de sol qu'à telle autre, suivant que la portion dominante est l'argile ou la chaux. L'argile qui est une matière pateuse et liante, a la faculté de retenir l'eau, et l'empêche de s'infiltrer trop promptement à travers les terres : aussi la marne où l'argile domine, convient-elle aux terrains maigres, poreux et dont les parties sont trop divisées. Si, au contraire, on a un sol trop compacte et trop serré, on emploie une marne où abonde la terre calcaire, qui, par sa facilité à se

réduire en poudre, atténue la terre, la rend plus déliée et plus susceptible d'offrir un passage à l'eau, que l'on sait être un des agens les plus efficaces de la végétation.

Le carbonate de chaux argilifère compacte, qui par le temps a pris du retrait, et dans les fissures duquel se sont infiltrées d'autres substances, divisé perpendiculairement constitue le *marbre ruiniforme* ou *marbre de florence*.

Carbonate de chaux incrustante. Une eau chargée de bicarbonate de chaux tombe sur une croix de bois d'où elle rejaillit en goutelettes sur des moules de soufre exécutés en bas-reliefs et fixés obliquement aux parois intérieures d'une cuve située au-dessous de la croix. Par le contact de l'atmosphère, l'acide carbonique en excès s'évapore, et toutes les goutelettes que reçoit le moule y laissent de petits dépôts qui s'accumulent : et lorsque l'incrustation a pris une épaisseur suffisante, on la détache et on y trouve tous les traits du bas-relief fidèlement rendus dans une matière qui a la blancheur du plus beau marbre. On peut aussi colorer l'incrustation, en plaçant à la source un vase rempli d'une teinture végétale que l'on délaie.

Dans d'autres endroits on plonge dans la source des substances organiques, qui en peu de temps se trouvent recouvertes d'une couche de carbonate de chaux, dont les molécules se sont moulées sur leur forme sans l'altérer. Avant l'immersion, on arrange ces substances dans des petits paniers sur lesquels l'incrustation s'étend, et le tout ne forme plus qu'un même corps et peut être transporté sans aucun dérangement.

SULFITE DE CHAUX.

Ce sel n'existe point dans la nature : on le prépare en faisant passer un courant d'acide sulfureux dans de l'eau tenant de la chaux en suspension, ou par la voie des doubles décompositions en précipitant un sel calcaire soluble par le sulfite de potasse ou de soude. Il est blanc, très-peu soluble dans l'eau : sa saveur d'abord nulle, devient ensuite un peu sulfureuse. Le calorique lui enlève l'eau qu'il contient, le décompose ensuite en soufre et en sulfate de chaux. Le contact de l'air le décompose aussi lentement. Il se dissout à chaud dans un excès de son acide, et ce bisulfite de chaux cristallise par le refroidissement en prismes à six pans. Ce sel est employé pour s'opposer à la fermentation de divers liquides, et les marchands se le procurent en mettant de l'eau de chaux dans des tonneaux vides, y introduisant des mèches soufrées enflammées et agitant pour faciliter l'absorption de l'acide sulfureux.

IODATE DE CHAUX.

Ce sel s'obtient en versant un solutum d'acide iodique dans l'eau de chaux : il est très-peu soluble, peu sapide ; le calorique le décompose : l'oxigène de l'acide se dégage, l'iode se résout en vapeurs et il reste de l'oxide de calcium. On prétend que son emploi est utile pour combattre les douleurs arthritiques.

ACÉTATE DE CHAUX.

On le prépare en saturant l'hydrate de chaux par le vinaigre distillé ou l'acide acétique faible,

filtrant le liquide et faisant évaporer. Il cristallise en aiguilles blanches prismatiques très-brillantes. Sa saveur est âcre et piquante : il est inaltérable à l'air et se dissout dans l'eau avec facilité.

Pour les usages de la médecine, on le formait en traitant le corail, les perles, la nacre de perles ou les yeux d'écrevisse par le vinaigre. On évapore doucement jusqu'à siccité, et le produit connu sous le nom de *sel de corail*, de *perles*, etc., passait pour fondant et était employé dans le traitement des scrofules, etc. Ce sel de corail dissous dans l'alcool aqueux donnait la *teinture de corail* qu'on administrait dans les mêmes cas.

Dans les arts, on sature le produit liquide de la distillation du bois, ou acide pyroligneux brut, par le carbonate de chaux ou la chaux, et après la purification de ce sel, on s'en sert tant pour extraire l'acide acétique que pour servir à préparer, par double décomposition, plusieurs acétates solubles qui sont employés.

CITRATE DE CHAUX.

On l'obtient en saturant à chaud le suc de citron par le carbonate de chaux : il se forme du citrate de chaux insoluble qu'on lave à l'eau froide et qu'on sèche ensuite.

Pour les usages pharmaceutiques, on versait sur des écailles d'huître ou des yeux d'écrevisse en poudre, du suc de citron jusqu'à cessation d'effervescence : on filtrait, on lavait le dépôt insoluble avec de l'eau froide, on le faisait sécher à une douce chaleur, et on l'employait comme fondant. Ce citrate de chaux était la base de la poudre incisive de Stahl, et mêlé avec du carbonate de chaux, formait la poudre anti-néphrétique du

même médecin, et on la regardait comme un remède souverain dans la néphrite et contre les calculs.

CARACTÈRES DES SELS DE CHAUX.

Tous les sels de chaux sont incolores ou blancs. Il en est un très-grand nombre que l'eau ne peut dissoudre, lorsqu'ils sont à l'état neutre, mais à l'état de sels acides ils jouissent d'une solubilité plus ou moins marquée.

Les sels de chaux neutres, solubles, ont une saveur chaude et âcre, plus ou moins amère, et quelques-uns cristallisent difficilement. Il ne sont point précipités par le ferro-cyanate de potasse, l'infusum de noix de galles ou l'addition d'ammoniaque pure; mais la potasse ou la soude y produisent un précipité blanc, floconneux, qui est la chaux pure. L'acide sulfurique y produit un précipité blanc, pulvérulent et cristallin, s'ils sont concentrés; mais si le solutum est très-étendu d'eau, il n'y a plus de précipitation. Les carbonates alcalins y produisent des précipités blancs, floconneux. L'oxalate d'ammoniaque y produit toujours et immédiatement un précipité blanc, et cet effet de précipitation instantanée n'a pas lieu avec le tartrate ou le citrate d'ammoniaque.

Si l'on fait bouillir pendant quelque temps un sel de chaux insoluble dans l'eau, dans un solutum de carbonate de potasse ou de soude, il reste une poudre blanche, qui se dissout avec effervescence dans l'acide acétique, et qui manifeste tous les caractères du carbonate de chaux.

BARIUM.

On ne le trouve dans la nature qu'à l'état d'oxide et en combinaison avec certains acides minéraux. La *witherite* est du carbonate de baryte natif : la *baritine* ou *spath pesant*, du sulfate de baryte natif : l'*harmotome*, un silicate d'alumine et de baryte natif.

On obtient ce métal en soumettant le protoxide de barium à l'action de la pile galvanique, ou en décomposant le chlorure de barium par le potassium.

Le barium est solide, d'un éclat argentin, non volatil, fusible au-dessous de la chaleur rouge et réduisant alors le verre, plus pesant que l'acide sulfurique concentré au fond duquel il se précipite, capable d'absorber l'oxigène à la température ordinaire et de décomposer l'eau en s'appropriant promptement l'oxigène et laissant dégager l'hydrogène.

Oxide de barium. — Comme le carbonate natif de baryte est fort rare, et que le sulfate de ce métal est commun et très-abondant, c'est par la décomposition de ce dernier sel qu'on se procure l'oxide de barium ou baryte.

On pulvérise le sulfate, que l'on mêle avec la cinquième partie de son poids de poudre de charbon végétal. Ce mélange est mis dans un creuset et exposé pendant deux heures à un feu violent. Le charbon enlève l'oxigène de l'acide et de l'oxide, se dégage à l'état d'oxide de carbone et il reste une masse noirâtre composée en grande partie de sulfure de barium, d'un peu de charbon excédant et d'un peu de sulfate de baryte non décomposé. On la délaye dans douze fois son poids d'eau dis-

tillée, et on y verse peu à peu de l'acide nitrique faible. On prend toutes les précautions requises pour n'être pas incommodé par le gaz hydrosulfurique qui se dégage rapidement et en grande quantité. Après la conversion totale du sulfure en nitrate, on chauffe. L'acide hydrosulfurique qui était resté en solution se dégage ainsi qu'une très-grande partie de l'eau et l'on obtient du nitrate de baryte cristallisé. On calcine ces cristaux dans un creuset de porcelaine, d'argent ou de platine, jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus de gaz. Le résidu est de la baryte pure. Si on ne chauffe pas assez on obtient une combinaison de protoxide d'azote et de barium, que l'on a prise au commencement de sa découverte pour du deutoxide de barium.

La baryte est solide, en masse d'un blanc-grisâtre, poreuse, très-facile à réduire en poudre, inaltérable par les fluides impondérables : on parvient pourtant à la fondre dans le foyer d'un miroir ardent et au moyen du chalumeau à hydrogène et oxigène. Sa saveur est caustique et elle verdit fortement le sirop de violettes. Par son exposition à l'air, elle absorbe la vapeur d'eau, se délite et passe à l'état de carbonate. A une chaleur rouge, elle attire l'oxigène de l'air et l'acide carbonique, et se transforme partiellement en deutoxide et en protocarbonate. Humectée avec de l'eau, elle s'échauffe beaucoup, se réduit en poudre fine et blanche; elle se dissout dans moins de la moitié de son poids d'eau à + 100°, et par refroidissement on obtient des prismes hexagones applatis qui se groupent et affectent la forme de feuilles de fougère, et sont de l'hydrate de protoxide de barium.

L'eau, à + 15°, dissout environ un vingtième

de son poids de baryte. Ce solutum, *eau de baryte*, qu'on conserve dans des flacons bien bouchés, parce qu'il attire promptement l'acide carbonique de l'air et s'y convertit en carbonate insoluble, est fréquemment employé comme réactif dans les laboratoires : il démontre la présence de l'acide sulfurique libre ou combiné, et forme avec lui un précipité blanc de sulfate de baryte, insoluble dans tous les acides.

La baryte dont la pesanteur spécifique est 4, est composée de 89,55 de barium, et 10,45 d'oxigène.

CHLORURE DE BARIUM.

Muriate de baryte. hydrochlorate de baryte. — On le prépare en dissolvant la carbonate ou en décomposant le sulfure de barium par l'acide hydrochlorique jusqu'au point de saturation, filtrant et faisant évaporer. La baryte perd son oxigène, l'acide son hydrogène, et l'on obtient des cristaux plus ou moins transparens ou même blancs, qui sont des prismes à quatre pans, ordinairement très-larges et peu épais. Ils ne contiennent point d'eau de cristallisation : il y en a seulement un peu d'interposée entre les cristaux, ce qui les fait décrépiter quand on les expose brusquement à l'action du calorique. Ce chlorure est fusible et indécomposable par le feu, inaltérable à l'air. Sa saveur est piquante et âcre : il est soluble dans deux fois son poids d'eau bouillante et à peu près dans la même quantité d'eau froide. L'alcool à 30° en dissout un dixième, à 40° presque point. Sa pesanteur spécifique est de 2,8257. Il est composé de barium 100 et 51,42 de chlore.

On l'obtient aussi en faisant fondre ensemble

du sulfate de baryte et du chlorure de calcium, séparant le sulfate de chaux du chlorure de barium au moyen de l'eau, qui dissout ce dernier en totalité et ne se charge que d'une infiniment petite quantité de sulfate de chaux. En chauffant pendant une heure, mais sans fusion, une partie de poudre de sulfate de baryte et deux de carbonate de potasse, emportant par l'eau le sulfate de potasse et traitant par l'acide hydrochlorique le résidu qui est du carbonate de baryte, on se procure la même substance.

Ce composé, à hautes doses, exerce sur le système nerveux, après avoir été absorbé, une influence délétère, et c'est alors un poison très-violent. A très-petites doses, on l'a regardé pendant quelque temps comme utile dans les scrofules, les engorgemens des viscères et des glandes lymphatiques, les affections squirrheuses, etc. Il est peu employé aujourd'hui. On s'en est aussi servi à l'extérieur, comme excitant et comme escharotique faible, en lotions, sur les ulcères scrofuleux, mais avec précaution, car il est facilement absorbé. Pour obvier aux inconvéniens produits par ce chlorure, on donne le plutôt possible un solutum de sulfate de potasse, de soude ou de magnésie, qui le décompose instantanément en formant du sulfate de baryte dont l'action sur l'économie est nulle.

NITRATE DE BARYTE.

On le prépare en dissolvant le carbonate dans l'acide nitrique, ou en traitant par cet acide le sulfure de barium. Il est blanc, d'une saveur âcre légèrement piquante; il cristallise en octaèdres demi-transparens et anhydres, dont la pesanteur

spécifique est de 2,9149. L'eau à 100° en dissout le quart de son poids, et la treizième partie seulement à la température ordinaire. Il est inaltérable à l'air, fusible à une chaleur rouge, se décompose alors et laisse de l'oxide de barium. Il est composé d'acide nitrique 40,91 et 59,09 de baryte. Employé seulement pour préparer la baryte et comme réactif.

ACÉTATE DE BARYTE.

On fait dissoudre de la baryte ou son carbonate dans l'acide acétique, ou l'on décompose par cet acide le sulfure de barium. Après la filtration et l'évaporation, on obtient des aiguilles fines, prismatiques, transparentes, dont la pesanteur spécifique est de 1,828. La saveur de ces cristaux est acide et un peu amère. A la température ordinaire 100 parties en dissolvent 88, et si ce liquide est bouillant, il en dissout 96. L'alcool à chaud ou à froid n'en dissout qu'un centième. Ils s'effleurissent légèrement par le contact de l'air : ils sont composés de 39,54 acide acétique et 60,46 de base. Principalement employé comme réactif.

CARACTÈRES DES SELS DE BARYTE.

Ils sont blancs ou transparens, et affectent en général la forme cristalline. Ils sont pour la plupart insolubles dans l'eau. Ceux qui se dissolvent dans ce liquide ont une saveur âcre et chaude et sont tous vénéneux. Le solutum d'un sulfate quelconque ajouté à un sel de baryte, donne lieu de suite à un précipité blanc, pulvérulent, qui est insoluble dans l'acide nitrique. Le ferro-cyanate de potasse et l'hydrosulfate de la même base ne

produisent point de précipité dans un sel de baryte. La potasse et la soude y forment un précipité blanc, floconneux, soluble par une addition d'eau, et l'ammoniaque n'y produit aucun effet sensible. Les carbonates alcalins y forment un précipité. Délayés avec une certaine quantité d'alcool, ils communiquent à la flamme de ce liquide une teinte jaunâtre.

POTASSIUM.

Le potassium est trop avide d'oxigène pour qu'on le rencontre pur dans la nature ; il existe combiné au chlore dans plusieurs végétaux, et on le retrouve dans les cendres après leur combustion. A l'état d'oxide, on le trouve uni à l'alumine et à l'acide silicique dans l'*amphigène*, le *feldspath de potasse*, *l'andalousite* : à l'oxide de fer et à l'acide silicique dans *l'achmite* : à l'alumine, à la magnésie et à l'acide silicique, dans les *mica* : à l'acide nitrique, dans le *nitre* ou *salpêtre* que l'on trouve en solution dans les eaux de certains lacs, et en cristaux aciculaires à la surface des sables, des roches calcaires, des murailles : à l'acide sulfurique, en solution dans les eaux, dans la plupart des végétaux, dans plusieurs liquides animaux, en petites masses mamelonnées dans les laves, et il fait presque toujours partie constituante des cendres végétales : à l'alumine et à l'acide sulfurique dans l'*alunite*, l'alun natif : à l'acide phosphorique dans certaines graines. Il est uni à l'acide oxalique dans quelques plantes et ce produit cristallisé est connu sous le nom de *sel d'oseille*. Avec l'acide tartrique il se précipite peu à peu et en assez grande quantité, du suc de raisin, lorsqu'il est transformé en vin, et constitue le *tartre*. L'acétate de potasse

existe dans la plupart des végétaux. Enfin on trouve l'oxide de potassium combiné à l'acide carbonique dans le résidu de l'incinération de tous les végétaux non marins. On en retrouve encore des traces dans divers minéraux, dans plusieurs productions volcaniques et certains corps organisés.

Pour obtenir du potassium à l'aide de la pile, on creuse une cavité dans un fragment de potasse ou oxide de potassium un peu humide et on y met un peu de mercure : on le place sur un disque de platine attaché au pôle négatif, et on le fait communiquer avec le fil métallique qui termine le pôle positif. Lorsque la pile est en activité, l'eau et la potasse sont décomposées peu à peu : l'oxigène de ces deux corps se rend au pôle positif, tandis que le fil négatif attire l'hydrogène qui se dégage à l'état de gaz et le potassium désoxidé se combine avec le mercure. On distille cet amalgame dans une petite cornue contenant de l'huile de naphte pour empêcher l'oxidation du potassium. Cette huile et le mercure se volatilisent et le potassium reste dans la cornue. En décomposant ainsi la potasse, on ne se procure qu'une très-petite quantité de potassium.

On prend un canon de fusil, d'un pied et demi de long, fermé par une des extrémités, et dont la partie la plus épaisse a été élargie à l'aide du marteau : on le recouvre extérieurement d'une couche de lut préparé avec cinq parties de sable et une de terre à potier : on y introduit un mélange de potasse bien sèche et de copeaux de fer : on le dispose, sous un certain degré d'inclinaison, dans un fourneau à reverbère. Dans la partie supérieure de ce canon, on insère un autre tube plus étroit, de sept à huit pouces de long, fermé à sa partie inférieure à laquelle seulement est un

petit trou pour livrer passage à toutes les substances qui doivent se vaporiser. Le potassium qui y arrive en vapeurs s'y condense. Ce tube ne doit pas être inséré en totalité dans le premier : il doit sortir d'environ un pouce, afin de pouvoir le retirer avec plus de facilité : on doit adapter à sa partie supérieure un tube vide que l'on y fixe par un lut et qui est traversé par un tube de verre recourbé dans lequel on met un peu de mercure, ce qui permet le dégagement des gaz et empêche la communication avec l'air. La partie du canon de fusil qui est hors du fourneau, doit être enveloppée de toile qu'on entretient toujours humectée pour faciliter la condensation du potassium. L'appareil ainsi disposé, on chauffe fortement pendant une heure environ. A cette haute température, l'eau toujours contenue dans la potasse et la potasse elle-même sont décomposées. Il y a dégagement de gaz hydrogène et le fer s'empare de l'oxigène pour former de l'oxide de fer : le potassium mis à nu se volatilise et va se condenser dans le tube qui entre dans le canon. Par ce procédé, légère modification de celui de MM. Gay-Lussac et Thénard, on obtient de plus grandes quantités de potassium que par la pile.

Le procédé de Curaudeau, perfectionné par Brunner, est celui qui fournit le plus de potassium. On introduit dans une cornue de fer forgé, le résidu de trois parties de tartre brut que l'on a traité au feu avec une partie de nitre, auquel on a mélangé un huitième de son poids de charbon en poudre. L'addition du charbon empêche la masse de se fondre, autrement dans l'état de fusion elle est sujette à passer dans le col de la cornue qu'elle obstrue en s'y solidifiant. On reçoit le col de la cornue qui doit avoir une direction

presque perpendiculaire dans un récipient qui contient du pétrole pour s'opposer au contact de l'air et du potassium. On chauffe fortement, il se dégage une grande quantité d'oxide de carbone, d'hydrogène percarboné, du potassium en vapeurs et le reste de ce métal se solidifie dans le pétrole. On obtient en potassium trois centièmes du tartre employé, mais ce métal contenant un peu de charbon combiné avec lui, on l'en débarrasse en le distillant dans une cornue de porcelaine ou mieux de fer et faisant plonger le bec de la cornue dans du pétrole.

Le potassium, à la température ordinaire, est si mou, qu'on peut le comprimer entre les doigts, et le couper avec la plus grande facilité comme de la cire molle. A + 55° il est complètement liquide, il se volatilise à une chaleur presque rouge, en répandant des vapeurs vertes, propriété qu'on ne peut vérifier qu'en chauffant ce métal dans une cloche contenant du gaz azote. A zéro, il est cassant et sa cassure est cristalline.

Il a le brillant de l'argent poli ou du mercure, mais cet éclat ne peut être aperçu que lorsqu'il vient d'être récemment coupé, car il s'altère promptement à l'air, se ternit en s'oxidant et se recouvre d'une couche blanchâtre d'oxide de potassium : c'est pour cela qu'on le conserve toujours dans des flacons bouchés, sous du pétrole pour le recouvrir.

Le potassium chauffé absorbe encore plus promtement l'oxigène atmosphérique, et lorsqu'il est fondu, il s'enflamme et brûle vivement en produisant beaucoup de calorique et de lumière et passe à l'état d'oxide de couleur jaunâtre.

Sa pesanteur spécifique, moindre que celle de l'eau, est de 0,865 à + 15°.

Lorsqu'on jette un morceau de potassium dans l'eau, il flotte à sa surface et brûle avec une belle flamme rougeâtre un peu violette. Il s'oxide aux dépens de l'eau qu'il décompose et la chaleur qui en résulte est si grande, que le gaz hydrogène qui est dégagé s'enflamme au contact de l'air, et que le centre du potassium, qui n'a pas encore été touché par l'eau, s'échauffe tellement qu'il finit par rougir et offre ainsi l'aspect d'un petit globule de feu qui court à la surface de l'eau, qui disparaît en pétillant. L'eau contient l'oxide de potassium qui s'est formé et ramène au bleu le tournesol rougi.

Le potassium sert à faire reconnaître l'alcool dans les huiles volatiles. *(Vol. 1 , page 214).*

PROTOXIDE DE POTASSIUM.

Ce protoxide se trouve naturellement combiné avec divers acides minéraux et plus particulièrement avec des acides organiques. En soumettant les végétaux à l'action du feu (*vol.* 1 , *page* 97), pour avoir la potasse, les acides organiques sont décomposés et le protoxide de potassium qui leur était uni primitivement, se combine avec une partie de l'acide carbonique qui a été produit pour former le carbonate de potasse que l'on trouve en quantité variable dans les cendres. Les végétaux donnent en général d'autant plus de potasse qu'ils sont plus mous et plus herbacés. Cette potasse nous est fournie en grande quantité par le commerce, et avec le carbonate de potasse qui en constitue toujours la principale partie, se trouvent aussi des sels solubles à base de potasse.

Pour obtenir le protoxide de potassium, on mêle la potasse du commerce avec le double de

son poids de chaux vive et huit fois le poids total du mélange d'eau de pluie ou mieux d'eau distillée. On fait bouillir pendant une demi-heure environ, en ayant soin d'agiter de temps en temps avec une spatule de fer. Le carbonate de potasse se trouve peu à peu décomposé par la chaux : il se forme du carbonate de chaux et l'oxide de potassium mis en liberté reste en solution dans l'eau. On filtre ou on tire à clair le liquide qu'on essaye avec l'eau de chaux qu'il ne doit point précipiter, ou avec un acide et il ne doit faire aucune effervescence, sans quoi on le passerait encore sur de la chaux. On évapore dans une chaudière de fonte, à grand feu, pour que la forte vapeur qui s'en élève empêche l'absorption de l'acide carbonique de l'air, et lorsque, malgré l'élévation de température, la matière est en fusion tranquille, on la coule dans une autre bassine, ou sur une large surface, ou plutôt on plonge l'extérieur de la bassine qui était sur le feu et contient l'oxide, dans de l'eau froide. La matière en se refroidissant peut se mouler, lorsqu'on vient à la promener sur les parois de la bassine, et s'en sépare aisément lorsqu'elle a pris de la solidité. C'est la *potasse à la chaux,* qui renferme les sels étrangers solubles et un peu de carbonate de potasse qui s'est formé pendant l'évaporation. Elle est employée en médecine sous le nom de *pierre à cautère.* Quelquefois on lui donne la forme de petits cylindres en la coulant dans une lingotière. Comme elle dissout et réduit en gelée savoneuse toutes les matières animales molles, on profite de cette action pour établir certains exutoires. Sur la peau elle laisse une escarre molle, qui se détache lentement : on l'emploie aussi pour ouvrir quelques abcès froids

ou accompagnés d'induration des parties voisines : pour cautériser les plaies envenimées, etc.

Dans les laboratoires, pour avoir un protoxide de potassium beaucoup plus pur, on prend deux parties de crême de tartre et une de nitre, qu'on pulvérise et qu'on mêle bien. On projette ensuite ce mélange par petites portions dans une bassine de fonte dont le fond a été rougi par suite de son exposition sur un fourneau rempli de charbons incandescens. Il y a aussitôt une vive déflagration : les élémens de l'acide tartrique se combinent dans un autre ordre, l'acide nitrique est décomposé, il y a un dégagement considérable de gaz et une partie de l'acide carbonique produit s'unit à la potasse des deux sels et forme par cette combinaison le carbonate de potasse que l'on trouve au fond de la bassine avec l'excès de carbone qui n'a pu brûler. On le traite comme la potasse du commerce, et ce procédé quoique moins économique, donne un bien meilleur résultat, et élimine une grande quantité de sels étrangers que contient la potasse du commerce.

Lorsqu'on veut le protoxide de potassium soit au plus grand état de pureté possible, après avoir concentré son solutum jusqu'à la consistance sirupeuse, on le laisse refroidir, et on l'agite dans un flacon avec quatre parties d'alcool à 36.° La matière se sépare en 3 couches : au fond se déposent les sels étrangers : au-dessus un solutum aqueux de carbonate de potasse et la couche supérieure, colorée en rouge brun, est un solutum de potasse très-pure dans l'alcool. On décante cette dernière avec un siphon : on la reçoit dans une bassine d'argent ou de cuivre étamé : on la fait évaporer rapidement jusqu'à ce que, sous une croute noire et charboneuse qui se forme à la surface et par suite

de l'action de l'oxide de potassium sur les élémens de l'alcool, on voie un liquide d'apparence huileuse, en fonte tranquille, qui se fige et se solidifie par le refroidissement. On enlève la croute: on coule sur des assiettes de fayance : on laisse l'oxide se figer ; on le casse en fragmens, et on l'enferme dans des flacons qu'on tient bien bouchés. C'est la *potasse à l'alcool*.

Cet oxide de potassium contient une proportion d'eau que la chaleur ne peut lui enlever, un 5.e Il est solide, opaque ; blanc quand il est pur, d'un blanc plus ou moins grisâtre suivant la quantité de substances étrangères qu'il contient, l'eau exceptée, cassant : il a une odeur faible et particulière, une saveur très-âcre, une extrême causticité, et son action sur les matières organiques est si grande, qu'il les décompose presque toutes ; il jouit au plus haut degré des propriétés alcalines, verdit et altère la couleur des violettes en la faisant passer au jaune brun suivant la quantité employée, ramène au bleu la teinture de tournesol rougie par un acide, et rougit le papier de curcuma.

La potasse n'agit point sur la lumière : exposée à l'action du feu, elle se ramollit, et se liquéfie en dessous de la chaleur rouge : si dans cet état, elle a le contact de l'air, elle perd une partie de son eau, absorbe un peu d'oxigène et d'acide carbonique, contracte une légère couleur verdâtre, est alors un mélange de protoxide, de deutoxide et de carbonate de potassium. Exposée à l'air, elle attire avec avidité la vapeur d'eau qui y est contenue, l'acide carbonique et se transforme ainsi en un carbonate très-déliquescent. Elle se dissout dans moins de son poids d'eau à la température ordinaire, et c'est dans cet état qu'on l'emploie principalement comme réactif. Ce solutum conve-

nablement rapproché, refroidi à l'abri de l'air, donne des cristaux en lames très-grandes, ou en octaèdres groupés ensemble, qui contiennent 0, 43 d'eau. Cet oxide est composé de potassium 100 et 20, 08 d'oxigène.

A l'intérieur, la potasse agit à la manière des poisons corrosifs et on combat les accidens avec de l'eau acidulée : on l'a cependant administrée en dissolution très-étendue, comme anti-acide et lithontriptique. On en obtient tous les jours de bons effets dans la gravelle, les coliques néphrétiques et autres affections dépendantes de la surabondance d'acide urique.

Dans les laboratoires, la potasse est fréquemment usitée dans une foule de réactions et de décompositions chimiques. Elle a un très-grand nombre d'usages : on l'emploie dans la fabrication des savons mous, de l'alun à base de potasse, du nitre, du verre; etc.

SULFURE DE POTASSIUM.

Foie de soufre. On peut obtenir cette combinaison à différens degrés de sulfuration et par divers procédés.

Pour les usages de la médecine, on fait un mélange à parties égales de soufre sublimé et de carbonate de potasse pur et sec, que l'on chauffe jusqu'à ce qu'il soit en fusion tranquille. Alors on retire le vase du feu, on coule le sulfure qui bientôt se fige et on le conserve dans des flacons bien bouchés.

Le soufre en réagissant sur le carbonate de potasse, en chasse tout l'acide carbonique : les deux tiers de l'oxide de potassium sont décomposés ; leur oxigène s'unit à une portion de soufre pour

former de l'acide sulfurique qui se combine avec un quart d'oxide non décomposé, tandis que le potassium se porte sur une autre partie de soufre pour produire du sulfure de potassium. Ce composé est donc un mélange de sulfure de potassium et de sulfate de potasse.

Il se présente en morceaux solides, fragiles, vitreux dans leur cassure, d'une couleur rouge de foie ou brune verdâtre, inodores quand ils sont bien secs; d'une saveur âcre, caustique, amère et sulfureuse. Exposé à l'air, le sulfure de potassium s'humecte et répand une odeur très-fétide d'hydrogène sulfuré : par une exposition prolongée, il se décolore, se décompose et passe à l'état d'hyposulfite de potasse en absorbant l'oxigène de l'air. Dissous dans l'eau, il présente les mêmes phénomènes

Ce sulfure pulvérisé, mêlé avec de l'huile et du savon, forme le *liniment hydrosulfuré* de Jadelot, et avec de l'axonge un onguent qui est aussi usité dans le traitement des maladies cutanées. Il entre aussi dans le sirop de sulfure de potasse de Chaussier, conseillé dans les affections catharrales des poumons et dans le croup : en pilules avec l'extrait des baies de sureau, il a été employé contre la salivation mercurielle, mais on le regarde aujourd'hui comme inefficace. Son solutum aqueux est employé dans l'empoisonnement par l'arsenic, le plomb, le mercure : en lotions et en bains, pour les dartres, la gale, la teigne., etc.

On ne doit pas l'employer intérieurement à hautes doses,. car c'est un poison actif et on ne doit lui associer aucun acide, qui dégagerait une grande qnantité d'acide hydrosulfurique très-délétère.

Pour les besoins de la pharmacie, souvent dans

une marmite de foute on fait foudre quinze parties de potasse perlasse du commerce et quarante de soufre sublimé. Ce sulfure, très-impur en raison des sels étrangers que contient la potasse du commerce, a une couleur jaune verdâtre, contient du sulfure de fer dont une partie qui reste en suspension dans l'eau à l'aide de sa grande division colore la peau des baigneurs en verdâtre.

On compose aussi pour les mêmes usages médicaux du sulfure de potasse liquide en dissolvant un tiers de soufre dans un solutum de potasse caustique marquant 35° à l'aréomètre. On chauffe au bain de sable dans un matras de verre jusqu'à ce que le soufre soit entièrement dissous. On doit conserver à l'abri de l'air, dans des flacons bien bouchés, ce solutum qui est un mélange de sulfure de potassium et d'hyposulfite de potasse.

CHLORURE DE POTASSIUM.

Hydrochlorate ou *muriate de potasse. Sel digestif. Sel fébrifuge de sylvius.* — On le trouve, mais en petite quantité, dans certains végétaux : en solution dans quelques humeurs animales avec le chlorure de sodium, dans quelques eaux minérales et dans certains échantillous de sel gemme. On peut l'obtenir directement en chauffant le chlore et le potassium. Ordinairement on sature avec de la potasse ou du carbonate de potasse par l'acide hydrochlorique : l'acide carbonique du carbonate est dégagé, l'oxide de potassium et l'acide hydrochlorique se décomposent réciproquement : il y a formation d'eau et le chlore s'unit au métal. On fait évaporer jusqu'à ce que le liquide marque 30° et on laisse cristalliser. On peut l'obtenir aussi

en calcinant le chlorate de potasse, l'oxigène de l'acide et de la base se dégagent.

Ce chlorure, composé de potassium 100 et 90 de chlore, est blanc, inodore, d'une saveur salée, un peu piquante et amère. Il décrépite au feu par la vaporisation de l'eau interposée, se fond à une chaleur rouge, et n'est pas décomposé. A la température ordinaire, l'eau en dissout un tiers de son poids, et la moitié lorsqu'elle est bouillante. Il cristallise en prismes à quatre pans, et est peu altérable à l'air. On l'a préconisé contre les fièvres quartes et tierces, pour exciter la sueur ou l'urine, à la dose de trois à quatre grammes, dans quatre fois autant de liquide.

BROMURE DE POTASSIUM.

Hydrobromate de potasse. — Ce composé s'obtient par les mêmes procédés que le chlorure de potassium; il cristallise en cubes : sa saveur est un peu salée : il est un peu altérable par l'humidité. Il est soluble dans l'eau et l'alcool : il est composé de 26,548 potassium et 73,452 de brome. On l'emploie en médecine, en pommade pour frictions, en pilules de 4 à 8 grains par jours, dans les mêmes cas que l'iode, mais les préparations de ce dernier sont beaucoup plus efficaces.

IODURE DE POTASSIUM.

Hydriodate de potasse. — Il existe en petite quantité dans la nature; dans quelques plantes marines, *fucus*, *varecks*, etc.; dans quelques productions animales, éponges, enveloppes de mollusques : en solution dans quelques eaux salées et minérales. On peut l'obtenir par les mêmes pro-

cédés que le chlorure de potassium, en substituant l'iode ou l'acide hydriodique au chlore ou à l'acide hydrochlorique, et les phénomènes sont les mêmes ; mais on se le procure aujourd'hui d'une manière plus avantageuse et en grande quantité en décomposant l'iodure de fer par le carbonate de potasse. *(Voyez iodure de fer).*

L'iodure de potassium est solide, blanc, fusible et volatil au-dessus de la chaleur rouge. Sa saveur est très-piquante et un peu âcre. Exposé au contact de l'air, il s'humecte légèrement. Il se dissout dans l'eau et l'alcool, et cristallise en cubes. Le solutum aqueux d'iodure de potassium se colore peu à peu au contact de l'air, et prend une teinte jaune-orangé foncé : une petite partie du potassium s'oxide et l'iode mis à nu se combinant avec l'iodure, forme un iodure de potassium ioduré dont les propriétés médicales sont plus actives que celles de l'iodure simple. Le chlore en précipite l'iode et il y a du chlorure de potassium dans le liquide.

Il est formé de potassium 23,88 et 76,12 iode.

On l'emploie dans les mêmes cas que l'iode, dont il possède toutes les propriétés : seulement il est moins actif, et par conséquent moins susceptible de déterminer des accidens.

CARBONATE DE POTASSE.

Nitre fixé. Sel de tartre. Alcali végétal. Sous-carbonate de potasse. — On le trouve dans le résidu de l'incinération des végétaux non marins, mêlé avec beaucoup d'autres substances, et constituant la cendre. Les acides organiques qui étaient combinés à la potasse sont décomposés par le feu,

convertis en partie en acide carbonique qui s'unit à la potasse.

On retire ce sel des cendres par lixiviation et évaporation *(vol. 1, page 97)*, mais il est impur, mêlé avec tous les sels solubles qui l'accompagnaient, et très-employé dans les arts sous le nom de *potasse du commerce.* Comme les diverses qualités qu'on en trouve sont très-variables et que la valeur commerciale est en raison directe du carbonate de potasse qu'elles contiennent, il est indispensable d'en déterminer le titre chaque fois. Il ne s'agit que de voir combien un poids de potasse exige d'acide pour sa saturation, et comparer ensuite cette quantité d'acide à celle que sature un poids de carbonate de potasse pur et sec.

L'alcalimètre, instrument destiné à rendre cette opération plus commode à ceux qui n'ont pas l'habitude des opérations, consiste en une éprouvette divisée en cent parties : le liquide alcalimétrique est de l'acide sulfurique à 66° étendu de neuf parties d'eau distillée. On cherche combien il faut de cet acide pour saturer cinq grammes de potasse dissoute dans cinq fois son poids d'eau. L'échelle de cet instrument est établie de manière à ce que chaque degré d'acide employé corresponde à un centième de potasse : si une potasse à essayer a absorbé 45 degrés d'acide pour être saturée, elle contient quarante-cinq centièmes de potasse réelle. Cette méthode n'est pas rigoureusement exacte, mais elle est assez approximative pour être encore très-utile aux négocians et aux manufacturiers.

La potasse du commerce étant plus ou moins impure, et impropre pour les différens usages de la médecine, on prépare ce carbonate dans les laboratoires par plusieurs procédés. Celui qu'on em-

ploie le plus ordinairement consiste à mêler ensemble parties égales de bitartrate de potasse et de nitrate de potasse pulvérisés, et à les projeter par partie dans une chaudière de fonte à peine rouge. Il y a une vive déflagration : les élémens de l'acide tartrique se combinent dans un autre ordre pour produire des combinaisons volatiles et gazeuses, tandis que l'acide nitrique lui-même se trouve décomposé par une portion de carbone et de l'hydrogène de l'acide tartrique. Il résulte un dégagement considérable d'une fumée blanche, piquante, composée d'eau en vapeurs, d'hydrogène carboné, de gaz azote, quelquefois de deutoxide d'azote et de gaz acide carbonique, dont une partie reste unie à la potasse des deux sels, et forme le carbonate de potasse que l'on trouve au fond de la bassine avec l'excès de carbone qui n'a pu brûler. On lessive avec de l'eau chaude ce résidu, et après avoir filtré le liquide, on le fait évaporer à siccité dans une chaudière de fer.

Celui qu'on extrait du tartre seul se vend dans le commerce sous le nom de *cendre gravelée*.

Le carbonate de potasse ainsi obtenu est solide, blanc, incristallisable, d'une saveur âcre et caustique. Exposé à l'air, il en attire l'humidité et se résout en un liquide oléagineux, autrefois très-employé en médecine sous le nom d'*huile de tartre*. La chaleur le fond, mais ne le décompose point : il est très-soluble dans l'eau et ce solutum verdit le sirop de violettes et ramène au bleu le papier de tournesol rougi par les acides. Il est formé d'acide carbonique 100 et 213,37 de potasse.

La potasse du commerce a dans les arts un assez grand nombre d'emplois : elle est usitée dans la confection du salpêtre, de l'alun, du verre, du savon mou, du bleu de Prusse, pour les lessives,

etc. Dans un grand nombre de cas, on peut la remplacer par la soude, excepté pour le nitre : aussi la consommation de potasse en France a-t-elle beaucoup diminué depuis l'établissement des fabriques de soudes artificielles.

Le carbonate de potasse pur est employé comme réactif dans un grand nombre d'opérations chimiques pour opérer des décompositions, pour la préparation de certains sels à base de potasse.

En médecine, il est employé à l'intérieur à petites doses, dans le traitement des phlegmasies chroniques abdominales, sous les noms d'apéritif, de diurétique et de fondant. On l'employait autrefois sous le nom de *sel lixiviel de tachenius*, et on l'obtenait par la combustion d'une seule plante dans une marmite de fer couverte. Pour les distinguer, chaque sel portait le nom de la plante qui l'avait fourni, *sel d'absinthe*, de *petite centaurée*, de tiges *de fève*, *d'arrête-bœuf*, etc. Mêlé à deux parties de soufre sublimé et à quatre de graisse, il donne un des meilleurs remèdes contre la gale et on en fait faire quatre frictions dans la journée.

BICARBONATE DE POTASSE.

Carbonate de potasse saturé. Carbonate de potasse cristallisé. Carbonate neutre de potasse. — On l'obtient en faisant passer un courant de gaz acide carbonique, dans le solutum d'une partie de carbonate de potasse dans une partie et demie d'eau. Comme cette opération est longue, on prépare en même temps les bicarbonates de soude et d'ammoniaque, en disposant plusieurs flacons munis de tubes de communication. Dans le premier on met des fragmens de pierre calcaire et de

l'eau pour en dégager l'acide carbonique par l'acide hydrochlorique : le second contient un peu d'eau pour laver le gaz, et dans les trois suivans on met un solutum saturé de carbonate de potasse, de carbonate de soude et de carbonate d'ammoniaque. A mesure que ces sels sont transformés en bicarbonates, ils cristallisent au fond des flacons. Lorsque le liquide cesse d'absorber de l'acide, on sépare ces cristaux, on les lave avec de l'eau froide, on les fait sécher et on les conserve pour l'usage.

Le bicarbonate de potasse est blanc : il cristallise en prismes tétraèdres rhomboïdaux terminés par des sommets dièdres ; sa saveur est légèrement alcaline, et il verdit un peu le sirop de violettes. Il est inaltérable à l'air. Il se dissout dans trois parties d'eau, à la température ordinaire. Par la chaleur, il perd son eau de cristallisation, abandonne la moitié de l'acide carbonique qu'il contient et passe à l'état de carbonate indécomposable. Si pour l'obtenir cristallisé, on fait chauffer son solutum, il ne faut pas dépasser 82° centigrades, sans quoi il passe à l'état de carbonate incristallisable, et même en chauffant ce solutum légèrement, il se dégage des bulles de gaz acide carbonique jusqu'à la diminution d'un quart et le bicarbonate se trouve transformé en sesquicarbonate.

Employé comme réactif ; distingué facilement du simple carbonate, par sa saveur plus faible, son inaltérabilité à l'air, sa forme cristalline et la propriété qu'il a de rendre soluble à froid le carbonate de magnésie, en ne point précipitant alors le solutum de sulfate de magnésie.

En médecine, on l'administre dissous dans l'eau à la dose de cinq grammes par litre d'eau, qu'on boit dans la journée. C'est le meilleur de tous les

remèdes pour combattre les affections néphrétiques occasionnées par la présence de petits calculs formés d'acide urique. Mascagni s'en servit pour lui et indiqua les avantages qu'il en avait retiré : d'après ses conseils, j'en pris en 1807 avec le plus grand succès; et depuis cette époque, dans mes cours, dans mes conversations, dans ma correspondance, je n'ai cessé de le préconiser et je l'ai toujours vu employer d'une manière utile dans le traitement des calculeux.

SULFATE DE POTASSE.

Tartre vitriolé. Sel de duobus. Sel polychreste de glaser. Arcanum duplicatum. — Il existe en petite quantité dans la plupart des végétaux; et fait presque toujours partie constituante de leurs cendres : en solution dans plusieurs liquides animaux; dans les eaux et en efflorescence à la surface de la terre. On le trouve aussi combiné avec le sulfate d'alumine dans les mines d'alun de la Tolfa et de Piombino en Italie.

On peut l'obtenir en traitant la potasse ou son carbonate par l'acide sulfurique, mais comme ce sel est le résultat de certaines réactions chimiques, on utilise ce produit. C'est ainsi qu'on calcine au rouge le sulfate acide de potasse, résidu de la décomposition du nitre par l'acide sulfurique pour l'extraction de l'acide nitrique : par l'action du feu, l'excès d'acide est dégagé et il reste du sulfate de potasse : dans quelques circonstances rares, au lieu d'employer le feu pour chasser le surplus d'acide, on le sature par le carbonate de potasse.

Ce sel est blanc, inaltérable à l'air, amer. A la température ordinaire, cent parties d'eau en dissolvent dix et vingt-six quand elle est bouillante.

Il cristallise en prismes à six ou à quatre pans très-courts, terminés par des pyramides ayant le même nombre de faces, qui ne renferment point d'eau de cristallisation. Exposé au feu, il décrépite par la petite quantité d'eau interposée entre ses cristaux, et entre en fusion au rouge cerise. La chaleur la plus forte ne peut le décomposer. La plupart des acides s'emparent d'une partie de sa base et le transforment en sulfate acide. Calciné au rouge avec le charbon, il est converti en sulfure de potassium.

Le sulfate de potasse est composé de 47,1 d'acide sulfurique et de 52,9 de potasse. Sa pesanteur spécifique est de 2,4073.

Il est employé en médecine comme purgatif, mais il ne jouit pas d'une grande activité, puisqu'il ne se dissout que dans dix parties d'eau froide. On l'administre avec avantage, à doses fractionnées, pour diminuer la sécrétion du lait chez les femmes qui ne veulent pas nourrir. On l'emploie encore, comme altérant, dans les cas d'obstructions viscérales, dans les affections chroniques du foie. Il entre dans la poudre de dower, etc.

Dans les arts on le combine avec le sulfate d'alumine pour former le sel double connu sous le nom d'alun, et c'est un de ses principaux usages. Versé dans un solutum de nitrate de chaux, les bases de ces deux sels échangent leurs acides : le sulfate de chaux se précipite, le nitrate de potasse reste en dissolution, et c'est ainsi qu'on emploie le sulfate dans la fabrication du salpêtre.

NITRATE DE POTASSE.

Nitre. Salpêtre. — Ce sel se trouve abondamment à la surface de la terre, des sables, des ro-

ches calcaires, dans plusieurs contrées de l'Afrique et de l'Asie. En Europe, on le rencontre en petite quantité, dans les vieux plâtres, sur les murs humides des habitations, dans le sol des caves, des celliers, des écuries, etc., et toujours mêlé aux nitrates de chaux et de magnésie. Lorsqu'il se présente sous une forme aciculaire, qu'on peut le recueillir avec des balais ou des houssoirs, il porte le nom de salpêtre de houssage. On le trouve aussi en solution dans les eaux de certains lacs.

On admet généralement que la formation du nitre n'a lieu que dans les matériaux calcaires qui sont en contact avec des matières animales ou végétales azotées qui, par leur décomposition, fournissent à l'oxigène de l'air l'azote naissant propre à produire l'acide nitrique. Cet acide ainsi formé s'unirait à la chaux, à la magnésie ou à la potasse que ces matériaux renferment. Cette hypothèse vient d'être combattue et il est probable que la formation du nitrate peut avoir lieu sans le concours des matières animales, par la seule présence de l'air et d'une terre calcaire poreuse. On le trouve dans plusieurs plantes et notamment dans la bourrache, la pariétaire, la buglosse, etc.

L'extraction du nitre ou sa préparation varie suivant les pays. Dans les Indes orientales et en Egypte, il y a des terres qui contiennent une grande quantité de salpêtre : il suffit pour l'obtenir de les lessiver et de faire cristalliser ce solutum.

En Europe, les terres nommées salpêtrées, contiennent beaucoup de nitrate de chaux, un peu moins de nitrate de magnésie et moins encore de nitrate de potasse. On recueille ces terres, tantôt dans les lieux où elles se sont formées accidentellement, tantôt dans des amas préparés exprès, nommés *nitrières artificielles.*

En France, on se procure des plâtras provenant de démolitions dans les parties inférieures des édifices, de la terre des caves ou des écuries : on les écrase avec une batte de bois, et après cette pulvérisation grossière, on les place, pour les lessiver, dans des cuviers disposés sur trois rangs et percés inférieurement d'un trou qu'on tient bouché. La même eau passe successivement dans trois cuviers, d'abord sur de la terre déjà lessivée deux fois, ensuite sur de la terre lessivée une fois, et enfin sur de la terre neuve : on emploie relativement à la terre une quantité d'eau telle que la dernière qui sort de dessus n'ait presque plus de saveur.

Ce solutum qui contient outre les trois nitrates des chlorures de potassium, de sodium, de calcium et de magnesium, lorsqu'il marque cinq degrés au pèse sel, est mis dans une chaudière en cuivre. On chauffe, on fait évaporer et on concentre jusqu'à 25° de l'aréomètre. Il se forme une grande quantité d'écumes qu'il faut enlever ainsi que le dépôt qui s'amasse au fond et qui est occasionné par la coagulation d'une matière animale et la précipitation de carbonate et de sulfate de chaux qui avaient été dissous. Pour pouvoir enlever celui-ci, on dépose au fond de la chaudière une bassine plate munie d'une anse : c'est dans cette bassine que le dépôt se rassemble, et on l'enlève avec la bassine elle-même, au moyen d'une corde et d'une poulie.

Le liquide ainsi concentré, on y mêle un solutum concentré de potasse du commerce qui forme du nitre en se combinant avec l'acide nitrique de tous les nitrates contenus dans ce solutum. La chaux et la magnésie qui formaient la base de ces sels, sont précipitées à l'état de carbonate. Lors-

que l'addition de potasse cesse de troubler le liquide, on le transvase dans un cuvier où on le laisse déposer. Quelque temps après on le tire à clair par des robinets situés à différentes hauteurs, et on le concentre. Lorsqu'il est parvenu à 42°, la plus grande partie des chlorures de sodium et de potassium s'en sépare, et on l'enlève avec des écumoires : enfin amené à 45°, on le fait cristalliser par refroidissement dans un grand vase de cuivre. Lorsqu'il est refroidi, on sépare la partie liquide qui sert pour un autre traitement, on écrase grossièrement les cristaux et on les lave avec un peu d'eau salpêtrée et marquant 5°.

Un moyen plus économique consiste à employer le sulfate acide de chaux, qu'on trouve à très-bas prix et qui est le résidu des fabrications d'acides sulfurique et nitrique, au lieu du carbonate de potasse. On commence par le saturer avec un peu de potasse : il se précipite du sulfate de chaux et il reste du sulfate de potasse neutre en dissolution. On ajoute dans la lessive de la chaux pour convertir le nitrate de magnésie en nitrate de chaux, on sépare la magnésie et on ajoute dans le liquide le solutum concentré de sulfate de potasse, jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité. La chaux se combine à l'acide sulfurique pour former un sulfate presque insoluble et la potasse la remplace dans sa combinaison avec l'acide nitrique.

Le sel ainsi obtenu porte le nom de salpêtre brut : c'est dans cet état qu'on le livre à l'administration des poudres. Il contient encore seize à vingt pour cent de matières étrangères. Comme sa valeur est fixée d'après la quantité de nitre pur qu'il contient, on la mesure facilement en le mettant digérer à froid dans un solutum saturé de

nitre, qui dissout toutes les matières étrangères et n'a plus d'action sur le nitre.

Ce salpêtre étant plus soluble dans l'eau chaude que les sels étrangers qu'il contient et qui le rendent impur, pour le rafiner on le dissout dans le cinquième de son poids d'eau bouillante : les chlorures de sodium et de potassium se précipitent, et on les sépare. Lorsqu'il ne se dépose plus rien, on ajoute une quantité d'eau égale à celle qu'on avait employée, et on met un peu de gélatine. Lorsque par cette addition le liquide est devenu bien clair, on le verse tout chaud dans des cristallisoirs de cuivre peu profonds, très-larges: on remue avec des rateaux en bois pour accélérer le refroidissement et l'on obtient une cristallisation confuse. On sépare le peu de liquide et pour achever la purification du nitre, on le lave à plusieurs reprises avec de l'eau saturée de nitre.

Dans les laboratoires on fait subir au nitre plusieurs cristallisations successives, jusqu'à ce que les nitrates d'argent et de baryte ne troublent plus le solutum.

Le nitrate de potasse est blanc, translucide : il cristallise en prismes à six faces, terminés par des sommets dièdres ou des pyramides hexaèdres, et qui sont souvent striés. Il ne contient point d'eau de cristallisation : il n'éprouve aucune altération à l'air, à moins qu'il ne soit très-humide, alors il devient légèrement déliquescent. Il fond quand il est soumis à l'action de la chaleur, à 350°: coulé dans cet état de fusion, et refroidi, il se solidifie en une masse blanche opaque, que l'on désignait autrefois sous le nom de *cristal minéral*, *sel de prunelle* : quelques praticiens y ajoutaient un peu de soufre avant de le couler, et il se formait alors un peu de sulfate de potasse qui res-

tait intimement mélangé au nitre. A la chaleur rouge, il se décompose, laisse dégager de l'oxigène, et se transforme en hyponitrite; mais bientôt ce dernier se décompose aussi; il se dégage de l'oxigène, de l'azote, un peu d'acide nitreux et la potasse pure reste pour résidu. L'eau à 15° en dissout un quart de son poids, et les trois quarts si elle est bouillante. A l'aide de la chaleur, le nitre est facilement décomposé par les corps combustibles qui absorbent tout ou une partie de l'oxigène de l'acide nitrique, et il y a toujours dégagement de calorique et de lumière. Il est composé de 52,95 d'acide nitrique et 47,05 de potasse.

Il est souvent employé en médecine, à petites doses, et on lui attribue des propriétés différentes. Les uns veulent qu'il exerce une influence spéciale sur la sécrétion de l'urine, qu'il rend plus abondante : les autres ne le regardent pas comme diurétique et prétendent qu'il ralentit la circulation et diminue la chaleur animale, et vantent son emploi dans l'hémoptisie, à la dose de 4 à 16 gram. A hautes doses, ce sel produit des accidens graves. On ajoute quelquefois un peu de salpêtre au sel marin pour la conservation de certaines viandes: cette addition détermine une couleur rosée dans la partie musculaire, qui plaît à l'œil. On l'emploie pour l'extraction de l'acide nitrique et la fabrication de l'acide sulfurique. Projeté dans un creuset avec d'autres corps, il en favorise l'oxidation et est souvent employé dans ce but : *fondant de rotrou*, *arséniate de potasse*, etc., son principal usage est dans la fabrication de la poudre à canon, destinée à produire des explosions et lancer des projectiles et dont la composition varie suivant l'usage qu'on en veut faire.

La poudre de guerre est formée de nitre 75, charbon 12,5 et soufre 12,5.

Celle de chasse contient nitre 78, charbon 12, soufre 10. Dans celle de mine, il y a nitre 65, charbon 15 et soufre 20.

On choisit du nitre pur et sec, du charbon récemment préparé avec un bois spongieux et du soufre très-pur. Chacune de ces substances est pulvérisée à part dans des tonneaux qui tournent sur leur axe, et qui contiennent des balles métalliques. Un ventilateur pousse dans ces tonneaux de l'air qui enlève la poussière la plus tenue à mesure qu'elle se forme par le choc des balles et la transporte dans les chambres voisines où elle se dépose.

On mêle intimement et dans les proportions indiquées, ces poudres en les faisant tourner dans un tambour avec de la grenaille de plomb. On humecte ensuite ce mélange pulvérulent avec 14 pour 100 d'eau et on soumet cette pâte à un battage dans des mortiers de bois pendant quelques heures pour qu'elle soit bien homogène. On sèche légèrement cette pâte et on la met par portions sur un tamis de peau à trous ronds. Dans ce tamis que l'on fait mouvoir horizontalement, se trouve un tourteau ou rondelle qui par son poids et en roulant sur les fragmens brise ceux qui son trop compactes et les grains qui en résultent passent à travers les trous. On les met dans un tamis à trous plus fins dont les trous sont juste de la grosseur des grains qu'on veut obtenir. On verse les grains qui ont passé dans ce second tamis, dans un troisième qui en sépare la poussière. On sèche ces grains de poudre en les disposant sur des toiles tendues, au soleil quand c'est possible, mais par rapport à l'inconstance des saisons, le sé-

chage a lieu plus souvent dans des chambres à travers lesquelles on fait passer de l'air échauffé à 60°. Lorsqu'il sont entièrement secs, on les tamise sur un tissu très-serré, pour leur enlever le peu de poussière qui adhère à leur surface.

La poudre de chasse est soumise de plus au *lissage* : on le pratique avant qu'elle soit tout à fait sèche. Pour cela on la met dans des tonnes contenant quelques traverses pour augmenter les frottemens : on fait tourner ces tonnes pendant plusieurs heures d'un mouvement modéré : on finit de sécher la poudre et on en sépare la poussière par un tamis fin.

Les effets de la poudre sont dus à la combustion subite du charbon et du soufre par l'oxigène du nitre et à la formation instantanée des gaz qui en résultent, et dont la force élastique se trouve augmentée par la haute température qui se produit pendant la combustion : d'après la théorie actuelle du calorique, il devrait au contraire se manifester un grand abaissement de température par le passage des corps solides et constitutifs de la poudre à l'état gazeux.

CHLORATE DE POTASSE.

Muriate suroxigéné de potasse. — On obtient ce sel en faisant passer du gaz chlore à travers de l'eau qui tient en dissolution le tiers de son poids de potasse caustique. Une partie du chlore chasse l'oxigène d'une partie de l'oxide de potassium, et il y a formation de chlorure de potassium. L'oxigène dégagé s'unit à l'autre partie du chlore, le transforme en acide chlorique qui se combine au potassium non désoxidé. Mais comme le chlorate de potasse est peu soluble, il se précipite à me-

sure qu'il se produit, tandis que le chlorure de potassium reste dissous. Lorsque le liquide n'absorbe plus de chlore, on rassemble le chlorate de potasse qui s'est précipité, on le lave avec peu d'eau froide, et on le fait cristalliser à plusieurs reprises, en le dissolvant dans trois à quatre fois son poids d'eau bouillante, pour le séparer des dernières portions de chlorure de potassium qu'il peut retenir.

Ce sel est blanc, sa saveur est fraîche et acerbe. Il cristallise en large lames rhomboïdales, très-brillantes. Il est inaltérable à l'air. Il entre en fusion au-dessous de la chaleur rouge; bientôt après, il bout, se décompose avec bouillonnement, laisse dégager l'oxigène de l'acide et de l'oxide, et se transforme en chlorure de potassium. Cent parties d'eau bouillante en dissolvent soixante et l'eau à la température ordinaire n'en dissout qu'un dix-huitième de son poids. De l'action des combustibles avides d'oxigène sur ce sel et à chaud, il résulte une vive scintillation avec déflagration. Il forme aussi des mélanges fulminans par le choc et on a tiré parti de cette propriété pour préparer une poudre usitée pour amorcer les fusils de chasse.

Pour préparer les *briquets oxigénés* on mélange une partie de soufre, deux de chlorate de potasse et un peu de vermillon : on en forme une pâte légèrement liquide avec de l'eau gommée et on y plonge par leurs extrémités des allumettes soufrées. Lorsque cette pâte est desséchée, en plongeant les allumettes dans un petit flacon de verre bouché à l'émeril et contenant de l'amianthe humectée d'acide sulfurique concentré, elles s'enflamment subitement, parce que l'acide chlorique est décomposé, qu'il se développe une grande chaleur

et un dégagement d'oxigène qui suffisent pour l'ignition du soufre.

Pour se procurer du gaz oxigène parfaitement pur, on décompose le chlorate de potasse dans une petite cornue de verre ou de porcelaine. Quatre grammes de chlorate fournissent un peu plus d'un litre de gaz.

Le chlorate de potasse a été employé, mais sans succès, dans le traitement des maladies syphilitiques. On l'a aussi conseillé, comme excitant, dans le scorbut, les dartres et l'hépatite chronique. Son solutum dans cent parties d'eau a été employé dans le traitement des ulcères indolens, pour y ranimer la vitalité des tissus, et dans trois cents il a été préconisé dans les cas où l'on admettait une asthénie générale.

ACÉTATE DE POTASSE.

Terre foliée végétale. Terre foliée de tartre. — Ce sel existe en petite quantité dans la sève de presque tous les végétaux. On l'obtient en saturant le vinaigre distillé ou l'acide acétique faible par le carbonate de potasse. La potasse abandonne l'acide carbonique qui se dégage avec effervescence et se combine à l'acide acétique. On filtre le liquide et on le fait évaporer à siccité dans une bassine d'argent.

Si l'on emploie de l'acide acétique pur, étendu seulement d'eau, le produit de l'évaporation est blanc : mais si on a fait usage de vinaigre distillé, il est plus ou moins coloré par une matière organique qui était contenue dans l'acide. On détruisait autrefois cette couleur par la fusion du sel à une douce température, et quand il était fondu, on le coulait sur un marbre. Le sel qui en ré-

sulte, quoique incolore, est toujours alcalin par la décomposition d'une petite partie de l'acide. Aujourd'hui on le décolore en le redissolvant dans l'eau, le faisant bouillir quelques instans avec un peu de charbon animal, filtrant et faisant évaporer. Lorsque ce sel est obtenu à l'état concret et bien sec, on le renferme dans des flacons qu'on bouche hermétiquement.

L'acétate de potasse se présente en une masse blanche, d'une odeur faible, mais particulière, d'une pesanteur spécifique de 2,10 : formée d'aiguilles et de petits feuillets. On ne peut l'obtenir cristallisé qu'avec difficulté. Il a une saveur chaude, âcre, piquante. Exposé à l'air, il en attire si promptement l'humidité, qu'il se recouvre de gouttelettes d'eau à sa surface, et se liquéfie promptement. Il est composé de 51,52 d'acide et 48,48 de potasse.

Ce sel est employé en médecine comme fondant et diurétique : c'est par ces propriétés qu'il a procuré des succès dans le traitement des hydropisies, des hépatites chroniques et des autres maladies de l'abdomen connues sous le nom d'*obstructions*.

BIOXALATE DE POTASSE.

Sel d'oseille. Oxalate acide de potasse. — Il existe dans certains végétaux, notamment dans plusieurs espèces des genres *oxalis* et *rumex*. La plante, fauchée à l'époque où elle contient le plus de ce sel, est broyée sous des martinets de bois et pressée : on décolore le suc avec l'argile et mieux avec du charbon animal lavé à l'acide hydrochlorique : on fait évaporer et cristalliser. Quoique plusieurs contrées de l'Europe en préparent

ainsi de grandes quantités, comme la consommation va toujours en croissant, on en fabrique aujourd'hui directement et économiquement, parce que l'acide nitrique est à très-bas prix. On sature exactement par de l'acide oxalique un solutum à froid de carbonate de potasse : on tient compte du poids d'acide employé ; on a un solutum d'oxalate de potasse que l'on convertit en bioxalate en doublant la dose d'acide. Une partie de ce nouveau sel se précipite et l'on obtient le reste par évaporation et cristallisation.

Le bioxalate de potasse cristallise en parallélipipèdes opaques et très-courts ; il a une saveur acide, piquante, un peu acerbe et amère. Il rougit les couleurs bleues végétales ; il est inaltérable à l'air, soluble dans dix fois son poids d'eau bouillante et beaucoup moins soluble dans l'eau froide. Il est composé de potasse 34,2 et 65,8 d'acide.

Très-employé pour enlever les taches d'encre et de rouille sur le linge, et très-utile dans ces cas, car il forme avec l'oxide de fer une combinaison soluble et peu colorée. Il est aussi employé en teinture : il sert à l'extraction de l'acide oxalique, etc.

En médecine il entre dans la composition de la limonade sèche, de quelques pastilles rafraîchissantes.

On mêle quelquefois au sel d'oseille du bisulfate de potasse, mais alors il est plus soluble dans l'eau, les cristaux sont plus petits et la saveur est âpre et caustique. Par la calcination, on a un résidu de sulfate de potasse, tandis que le bioxalate de potasse après l'action du feu ne laisse que du carbonate de potasse pur.

TARTRATE DE POTASSE.

Sel végétal. — On ne le prépare que pour l'usage médical en saturant un solutum chaud de potasse ou de carbonate de potasse avec de la crême de tartre ou bitartrate de potasse en poudre. L'excès d'acide du bitartrate en agissant sur la potasse ou sur le carbonate qu'il décompose et dont il chasse l'acide carbonique, se transforme en tartrate de potasse. On filtre pour séparer un peu de tartrate de chaux insoluble que la crême de tartre du commerce contient ordinairement, on fait évaporer jusqu'à pellicule et le sel cristallise bientôt par le refroidissement.

Le tartrate de potasse se présente en cristaux transparens, ayant la forme de prismes rectangulaires terminés par des sommets dièdres. Il a une saveur amère et désagréable. Exposé à l'air, il en attire un peu d'humidité. Il est soluble dans son propre poids d'eau froide et dans moins de son poids d'eau bouillante. Ce solutum est décomposé par tous les acides qui transforment le tartrate en bitartrate moins soluble, en lui enlevant la moitié de sa base. Exposé au feu, il fond d'abord dans son eau de cristallisation, puis se boursoufle, noircit, et à la température rouge il se décompose en se convertissant en carbonate de potasse. Sa pesanteur spécifique est de 1,5567 : sa composition de 58,27 acide, et 41,73 de base.

Purgatif doux, dont l'action est prompte et ne produit pas de coliques, employé à la dose de 8 à 32 grammes. On l'associe souvent aux purgatifs résineux.

BITARTRATE DE POTASSE.

Ce sel existe dans le raisin et le tamarin : il se précipite contre les parois des tonneaux et des bouteilles dans lesquels on conserve le vin : il est alors mêlé à des matières colorantes et à une petite quantité de tartrate de chaux. Ces dépôts cristallins que l'on retire ordinairement des tonneaux après cinq ou six ans, sont connus sous le nom de *tartre blanc* ou *tartre rouge*, suivant qu'ils sont obtenus des vins blancs ou rouges.

Pour purifier le tartre en grand, on le pulvérise dans un moulin, on le passe à un tamis grossier, on le fait dissoudre à chaud dans quinze fois son poids d'eau et dans une grande chaudière de forme conique. Alors on ajoute 0,03 d'argile blanche exempte de carbonate de chaux, qui agit en précipitant une grande partie de la matière colorante, et on abandonne le solutum jusqu'à complet refroidissement. On trouve alors sur la surface du liquide, contre les parois de la chaudière et au-dessus du dépôt, une couche de cristaux de bitartrate de potasse qui sont encore un peu colorés. On les purifie par une nouvelle solution, addition d'argile et cristallisation. Si les eaux que l'on emploie étaient trop calcaires, le déchet serait fort considérable par la quantité de tartrate de chaux insoluble qui se formerait.

Le bitartrate de potasse cristallise en prismes tétraèdres, courts et un peu aplatis, qui renferment 0,04 d'eau de cristallisation. Il a une saveur acide très-prononcée et qui n'est pas agréable. Sa pesanteur spécifique est de 1,953. Il ne s'altère point à l'air, mais son solutum s'y décompose et se convertit en carbonate. L'eau à cent degrés en

dissout un quinzième et un soixantième à la température ordinaire. Etant chauffé, il se fond, se boursoufle, noircit et se convertit en carbonate de potasse qu'on retire par lixiviation et évaporation du liquide à siccité : c'est au carbonate de potasse ainsi obtenu qu'on donne, dans le commerce, le nom de *sel de tartre*.

Ce sel est employé en médecine, en petite quantité, comme tempérant, dans la jaunisse, etc. A plus hautes doses, il porte principalement son action sur la membrane muqueuse intestinale, et détermine des évacuations alvines, surtout lorsqu'on le donne en poudre.

En pharmacie les usages du bitartrate de potasse sont très-nombreux ; on l'emploie pour faire le tartrate neutre de potasse ou *sel végétal* ; le tartrate de potasse et de soude ou *sel de seignette* ; le tartrate de potasse et d'antimoine ou *émétique* ; le tartrate de potasse et de fer ou *tartre martial soluble*, *boules de Mars ou de Nancy*, *tartre chalybé* ; le tartroborate de potasse ou *crême de tartre soluble*.

Le bitartrate de potasse est employé pour l'extraction de l'acide tartrique. Les teinturiers s'en servent beaucoup comme mordant. Les tartres bruts et les lies de vin qui en contiennent beaucoup sont employés dans le feutrage des chapeaux.

Dans le commerce on connaît sous le nom de *cendres gravelées* le carbonate de potasse qu'on retire des lies de vin : dans les laboratoires, le bitartrate est employé pour obtenir du carbonate de potasse pur en le calcinant avec deux fois son poids de nitre : pour la composition du *flux noir*, mélange de charbon et de carbonate de potasse, qu'on obtient par la déflagration, dans un creuset rouge, de parties égales de ce sel et de nitre,

et qu'on emploie comme fondant et réductif, dans l'analyse des minéraux; du *flux blanc* résultant de la décomposition réciproque de deux parties de nitre et d'une de crême de tartre et qu'on emploie comme fondant dans le traitement des minéraux.

TARTRO-BORATE DE POTASSE.

Crême de tartre soluble. — On donne ce nom au bitartrate de potasse rendu plus soluble par l'addition d'acide borique. Si sur quatre parties de crême de tartre et quatre d'eau bouillante, on met une partie d'acide borique, tout se dissout à l'instant. On filtre et on évapore à une douce chaleur jusqu'à ce que la masse soit bien sèche: alors on la réduit en poudre fine et on la conserve dans un vase bien bouché, car elle attire l'humidité de l'air.

La crême de tartre soluble est préférée, pour l'usage médical, à la crême de tartre ordinaire, toutes les fois qu'on veut en donner le solutum. Elle est entièrement soluble dans deux parties d'eau froide.

PECTATE DE POTASSE.

On pulpe des racines de carotte, on en exprime le suc et on épuise le marc en le faisant bouillir dans l'eau contenant un centième d'acide hydrochlorique. On lave ce marc jusqu'à ce qu'il ne fournisse plus rien à l'eau et on le fait chauffer avec un cinquantième de son poids de potasse dissoute dans une grande quantité d'eau. On dessèche le liquide épais, mucilagineux et peu alcalin qui en résulte; c'est le pectate de potasse, dont

l'acide fait la base de toutes les gelées de fruits, et qui en cédant la potasse à quelques gouttes d'acide hydrochlorique est très-employé pour les gelées artificielles *(vol. 1, page 200)*.

Le pectate de potasse, à une douce chaleur, se convertit en bioxalate de potasse. Dans les cas d'empoisonnement par les sels de plomb, de cuivre, de zinc, d'antimoine et de mercure, on emploie avantageusement le pectate de potasse qui fait passer de suite à l'état insoluble le sel délétère et en neutralise ainsi les effets.

HYDROFERROCYANATE DE POTASSE.

Alcali phlogistiqué. Prussiate de potasse. — On prive le bleu de Prusse du commerce de l'alumine qu'il contient toujours en le faisant bouillir avec son poids d'acide sulfurique étendu de cinq à six parties d'eau. On lave bien le résidu et on le jette par petites portions dans un solutum bouillant de potasse caustique, jusqu'à ce qu'il ne perde plus sa couleur bleue. On filtre le liquide pour séparer le peroxide de fer qui est jaune-rougeâtre, et on le concentre suffisamment; il cristallise par le refroidissement.

On l'obtient en grand en lessivant le résidu de la calcination de 24 parties de sang de bœuf sec avec 8 de carbonate de potasse et une de limaille de fer.

L'hydroferro-cyanate de potasse cristallise en parallélipipèdes d'une couleur jaune-citron. Ce sel est inodore, légèrement sapide, inaltérable à l'air. A une douce chaleur, il perd son eau de cristallisation et devient blanc : à une température élevée, il se décompose, laisse dégager du gaz azote

et fournit un résidu noirâtre formé de carbure de fer et d'hydrocyanate de potasse ou cyanure de potassium dont on retire le dernier par l'eau.

Cet *hydrocyanate de potasse* se présente en cristaux cubiques, blancs, transparens, inodores et d'une saveur âcre, alcaline et caustique. Les élémens de ce sel ont peu d'affinité entre eux, car à l'air libre il perd son acide et se convertit en carbonate de potasse.

On emploie ces deux sels, mais principalement le dernier, de préférence à l'acide hydrocyanique, qui est très-volatil et se décompose facilement : ils agissent absolument de la même manière que l'acide, mais avec un peu moins de violence.

L'hydroferro-cyanate de potasse est un des réactifs les plus employés. Il précipite le protoxide de fer en blanc qui passe au bleu par le contact de l'air, et le peroxide de fer en beau bleu et abondamment. Il sert à teindre la soie en bleu, après l'avoir imprégnée de peroxide de fer.

L'hydrocyanate de potasse précipite le protoxide de fer en orangé qui par le contact de l'air passe au vert sale d'abord, puis au bleu, et avec le peroxide de fer il ne donne qu'un précipité bleuâtre, presque insoluble.

CARACTÈRES DES SELS DE POTASSE.

Blancs : excepté un très-petit nombre, solubles dans l'eau. Beaucoup cristallisent et plusieurs refusent de cristalliser. Exposés à une chaleur rouge, ils ne se volatilisent pas : il reste du carbonate de potasse, si l'acide est organique : si l'acide est binaire, le sel fond ordinairement et n'éprouve pas d'altération dans sa nature, excepté le nitrate dont

l'acide est décomposé et se dégage, le sulfite qui laisse sublimer du soufre en se convertissant en sulfate et le phosphite qui laisse dégager de l'hydrogène phosphoré et se transforme en phosphate. La saveur des sels de potasse est un peu salée et amère. Leur solutum concentré n'est pas précipité par l'infusum de noix de galles, l'hydroferrocyanate, l'hydrosulfate et le carbonate de potasse; mais lorsqu'on y verse un solutum concentré d'acide tartrique, il se dépose aussitôt un sédiment blanc, grenu, cristallin de bitartrate de potasse : si c'est un solutum concentré de sulfate acide d'alumine qu'on verse dans le solutum concentré de sel de potasse, il s'y dépose aussitôt des cristaux octaèdres d'alun. Le chlorure ou hydrochlorate de platine versé dans un solutum concentré d'un sel de potasse y détermine un précipité jaune-orangé (chlorure de potassium et de platine), susceptible de se redissoudre dans une grande quantité d'eau.

SODIUM.

Ce métal ne se rencontre jamais isolé dans la nature. Combiné au chlore, il est dissous dans les eaux de la mer, de certains lacs, de quelques fontaines ; le chlorure de sodium se trouve à l'état solide, *sel gemme*, en dépôts limités et souvent très-considérables dans tous les terrains autres que primitifs. Il est combiné à l'aluminium et au phthore dans la *cryolite*. Oxigéné, il est uni à l'acide borique dans le *borax* : à l'acide carbonique dans le *natron* et ce même sel est en solution dans les eaux de Vichy et du Mont-d'or : à l'acide sulfurique et à la chaux dans la *glaubérite* : à l'acide

sulfurique et à la magnésie dans la *réussine* : à l'acide silicique et à l'alumine dans le *lapis*, la *sodalite*, la *néphéline*, *l'analcime*, la *mésotype*, *l'albite*, *l'éléolite*, la *gabronite* : à l'acide nitrique, en petites couches à structure granulaire dans divers endroits, et en masses très-considérables en Amérique. On trouve le phosphate de soude, le lactate de soude en solution dans plusieurs liquides animaux, sang, urine, etc., et les végétaux marins contiennent des sels dont les acides ordinairement organiques sont décomposés par l'action du feu et le résidu contient du carbonate de soude.

On peut obtenir ce métal en décomposant la soude par l'électricité, comme on le fait pour la potasse, mais la tension électrique doit être plus grande : en décomposant la soude par le fer, comme on le fait pour la potasse, à une haute température, mais celle-ci doit être beaucoup plus élevée, parce que le sodium n'est pas aussi volatil que le potassium. On facilite la décomposition de la soude par le fer, en y ajoutant un ou deux centièmes de potasse, et on extrait le potassium du produit, en mettant celui-ci, sous une légère couche de pétrole, dans un vaisseau exposé à l'air, qui se combine avec le potassium, l'oxide et laisse le sodium pur. On se procure aujourd'hui le sodium en plus grande quantité et avec plus de facilité, au moyen du tartrate de soude et du charbon, comme le potassium par le tartrate de potasse et de charbon.

Le sodium est blanc et son éclat tient le milieu entre celui de l'argent et du plomb. Il est solide à la température ordinaire, mou et ductile comme de la cire. Sa pesanteur spécifique est de 0,972. Il

est bon conducteur de l'électricité. Soumis à l'action de la chaleur, il se ramollit à + 50°, est parfaitement liquide à + 90°, ne se volatilise qu'à une très-haute température, bien supérieure à celle qui suffit pour la fusion ordinaire du verre.

L'air et le gaz oxigène oxident lentement le sodium à la température ordinaire et il se couvre d'une croute de soude : la chaleur active son oxidation, mais il ne prend feu que lorsqu'il est sur le point de rougir, alors il brûle en lançant autour de lui des étincelles embrasées, et se convertit en un oxide jaunâtre, si la combustion a lieu dans un excès de gaz oxigène.

Le sodium décompose sur-le-champ l'eau qu'il surnage, en absorbe l'oxigène et met en liberté l'hydrogène qui ne s'enflamme pas parce que la température n'est pas assez élevée; le protoxide de sodium formé se dissout dans l'eau.

PROTOXIDE DE SODIUM.

Alcali minéral. Soude. Lessive des savonniers, à l'état liquide. — On retire par voie de cristallisation de la soude impure qu'on obtient par la combustion des plantes qui croissent sur les bords de la mer ou de la soude artificielle (*vol.* 1, *page* 98), le carbonate de soude : on le décompose par la chaux et on le purifie comme la potasse (*vol.* 2, *page* 209).

La soude, ainsi préparée, est toujours à l'état d'hydrate et contient vingt-deux et demi pour cent d'eau. Elle est blanche, solide, très-alcaline, très-caustique : exposée à l'air, elle s'humecte d'abord en attirant l'humidité, mais elle se dessèche peu à peu en absorbant l'acide carbonique

et formant un sel qui est efflorescent. Elle se dissout dans l'alcool et dans l'eau avec dégagement de chaleur et on peut obtenir des cristaux d'hydrate de protoxide de sodium de son solutum aqueux. Elle est formée de trois parties de sodium et d'une d'oxigène.

La soude sert en médecine aux mêmes usages que la potasse. Elle entre dans la composition des savons solides, du verre ordinaire, etc., et remplace aujourd'hui la potasse dans tous ses usages, excepté pour le salpêtre et le cristal, car avec la soude on n'est pas encore parvenu à obtenir ce dernier parfaitement transparent.

CHLORURE DE SODIUM.

Sel commun. Sel marin. Muriate de soude. Hydrochlorate de soude. — En mettant du sodium dans du gaz chlore, il y a combinaison instantanée avec dégagement de calorique et de vive lumière et il en résulte une masse blanche qui est du chlorure de sodium. On peut le former par les mêmes procédés que ceux indiqués pour le chlorure de potassium, mais comme il est extrêmement répandu dans la nature, on ne le prépare point; on se contente de l'extraire, de le retirer, et on le purifie dans les cas où cela est nécessaire.

On trouve le chlorure de sodium, tantôt à l'état solide et en masses considérables, dans l'intérieur de la terre, à diverses profondeurs, tantôt en dissolution dans l'eau de diverses sources, et surtout dans celle de la mer. On les extrait tous trois, ce qui produit trois variétés, le *sel gemme*, le sel de *saline* et le sel de *mer*, qui purifiés deviennent

identiques : avant cela, leur goût varie en raison des sels étrangers qu'ils contiennent.

Le sel gemme se trouve en abondance dans un grand nombre de lieux : il est très-peu de pays qui en soient privés, encore c'est peut-être faute de recherches. Nous n'en avons qu'une mine d'exploitée en France, (à Vic, département de la Meurthe), et il y en a probablement d'autres dont la privation est peu sensible à cause du grand nombre de marais salans. La profondeur des mines de sel gemme varie beaucoup : en Pologne on en extrait de 300 mètres sous terre : en Afrique il y en a à fleur de terre, et dans les Cordillières on en trouve à une grande élévation. Le sel gemme est variable dans sa composition, ce qui lui donne diverses teintes, rouge, violette, verdâtre, etc., provenant d'oxide de fer ou de manganèse ou de débris de matières organiques. Lorsque le sel gemme est assez pur, on l'extrait du sein de la terre et on le livre au commerce tel qu'on le trouve : lorsqu'il ne l'est pas, on le dissout dans l'eau et on le fait cristalliser en vaporisant l'eau par la chaleur : telles sont les mines du Tyrol. Dans beaucoup d'endroits, on forme ces dissolutions en introduisant de l'eau dans la mine elle-même, dans des galeries creusées à cet effet dans le sel.

On trouve des sources d'eau salée en divers lieux : elles varient à l'infini, soit par la quantité de sel qu'elles contiennent en dissolution, soit par les matières étrangères qu'elles contiennent. Il est à présumer que ces eaux résultent du passage des sources dans des mines de sel gemme qui ne sont pas connues. La manière d'extraire le sel des eaux salées varie suivant leur richesse : lorsqu'elles en contiennent quinze pour cent, on les fait évaporer dans des chaudières de fonte carrées, peu pro-

fondes et très-larges, jusqu'à ce que le sel soit presque tout cristallisé : lorsqu'elles sont moins riches, on les amène à ce degré en les élevant à l'aide de pompes, dans des espèces de gouttières en bois, percées de trous et suspendues à une hauteur de trente pieds, sur une masse de fagots d'épine. Cette masse placée sous un hangar couvert s'élève jusqu'aux gouttières L'eau salée en passant à travers les fagots se divise en gouttes plus ou moins grosses qui éprouvent pendant leur chute une évaporation qu'augmentent les courans d'air établis dans cette masse. L'eau vient ensuite se rendre inférieurement dans un bassin de réception, d'où on l'élève pour la faire tomber ainsi de suite un nombre de fois jusqu'à ce qu'elle marque environ vingt-cinq degrés au pèse sel. Dans quelques pays, au lieu de l'exposer au feu lorsqu'elle est ainsi concentrée, on la fait couler le long de cordes verticales sur lesquelles le sel cristallise peu à peu par l'évaporation de l'eau, et d'où on le détache lorsqu'il est en couche assez épaisse.

Pour extraire le sel de l'eau de la mer, on creuse au bord de la mer, dans des pays plats, peu fertiles, souvent même incultes, des bassins nommés *marais salans*, qu'on revet d'argile, pour éviter les infiltrations : on fait passer de l'eau de mer par des canaux ayant fort peu de pente, peu de profondeur et beaucoup de longueur, de sorte qu'elle reste long-temps à les parcourir. Pendant ce trajet, une partie de l'eau s'évapore et celle qui arrive au bout est plus chargée de sel : là elle est distribuée dans de vastes réservoirs peu profonds, dont la grande surface favorise l'évaporation : on remplace à mesure l'espace vide qui se forme. Lorsque le sel a cristallisé, qu'il s'est précipité au fond des bassins, on l'entasse sur les

bords pour le faire sécher et il se purifie en même-temps des sels déliquescens qui se liquéfient et coulent à terre. Lorsqu'il est coloré par de l'argile qui s'est interposée dans les cristaux, on l'en débarrasse en le dissolvant dans le minimum d'eau possible, filtrant le solutum, l'évaporant ensuite et l'on a alors du sel blanc et très-pur.

Quelquefois on aplanit une grande étendue de terrain qu'on recouvre de sable et à une hauteur convenable, pour qu'elle soit baignée par les hautes marées des pleines et des nouvelles lunes : lorsque l'eau s'est retirée, le sable sèche et se recouvre d'efflorescences salines qu'on ramasse et qu'on dissout dans l'eau de mer : par là ces eaux se trouvent saturées de sel qu'on extrait en les soumettant à l'ébullition dans des chaudières de plomb.

Dans quelques pays du Nord, on soumet l'eau salée à la gelée ; elle se divise en deux parties ; l'une très-peu salée, se congèle et l'autre chargée de la presque totalité du sel, reste liquide.

Le chlorure de sodium est blanc, inodore ; sa saveur est salée, particulière, mais franche et plaît à l'homme et à la plupart des animaux. L'eau en dissout 0,36 à 14° et 0,40 à 108°, et comme il n'est presque pas plus soluble à chaud qu'à froid, il ne s'en dépose presque point par le refroidissement. Lorsqu'il cristallise lentement, il s'offre en petits cubes bien prononcés. Ces cristaux sont souvent implantés les uns sur les autres et forment par leur disposition successive des pyramides creuses quadrangulaires. Ils sont inaltérables à l'air lorsqu'ils sont bien purs, mais lorsque l'air est saturé d'humidité, ils s'humectent un peu. Exposés à la chaleur, ils décrépitent d'abord, à cause de l'eau interposée entre leurs mo-

lécules et qui n'y est pas combinée : si ensuite on les expose à une chaleur au-dessus du rouge, ils entrent en fusion et ne sont point altérés dans leur composition ; lorsque la fusion s'opère en vases ouverts, une partie est entraînée par les courans d'air et se volatilise.

Le chlorure de sodium est formé de chlore 60 et 40 de chlore.

Ses usages sont très-nombreux. Dans l'économie domestique on s'en sert pour assaisonner nos mets, pour relever le goût fade de la plupart de nos alimens. Comme un grand nombre d'animaux le recherchent avec avidité, on en met aussi un peu dans leurs alimens. Dans la salaison et la conservation des viandes, il agit en s'emparant de l'eau qu'elles contiennent et les met dans les circonstances impropres à la fermentation.

Dans les arts il sert pour fabriquer la soude artificielle, l'acide hydrochlorique, le chlore, le sel ammoniac, le chlorure d'oxide de calcium, pour vernir les poteries, etc.; quelquefois pour amender certaines terres.

En médecine on l'ajoute souvent à l'eau des pédiluves, pour les rendre plus excitans : mêlé avec l'axonge et diverses substances médicamenteuses, il est employé dans quelques affections cutanées, teigne, gale, etc. Il entre dans les lavemens purgatifs, et l'eau de mer naturelle ou artificielle a été vantée comme un excellent fondant et est encore quelquefois employée. Les bains d'eau de mer sont vantés comme fortifians pour les individus lymphatiques, disposés aux scrofules : ils sont aussi employés pour immersion, comme préservatif du développement de l'hydrophobie chez les individus mordus par des animaux enragés. Les bains d'eau mère des salines viennent

d'être indiqués comme un des remèdes les plus efficaces contre les affections goutteuses, les maladies de la peau et les scrofules. Les bains formés du limon salé que laisse la mer en se retirant, sont employés dans l'été, par les habitans de la Crimée et les Tartares, dans le traitement du scorbut, des scrofules, de l'hypocondrie, etc. On creuse la terre, on y place le malade comme dans une baignoire, on le recouvre de limon; il en résulte une douce chaleur, puis une éruption et une sueur générale, et deux ou trois heures après, une faim dévorante.

CHLORURE D'OXIDE DE SODIUM.

Chlorure de soude. Eau de javelle. — On dissout une partie de carbonate de soude dans quatre d'eau. On met ce solutum marquant douze degrés dans un vase dont il ne remplisse que les trois quarts et on y fait passer un courant de chlore, jusqu'à ce que le liquide décolore dix-huit parties de sulfate d'indigo. On compose cette liqueur d'épreuve, en prenant une partie d'indigo flore réduit en poudre fine, et huit parties d'acide sulfurique concentré : on fait le mélange de ces deux substances dans un matras, qu'on tient à la chaleur du bain-marie jusqu'à ce que la dissolution soit achevée : alors on l'étend de mille parties d'eau. Lorsqu'on veut essayer le chlore ou un chlorure d'oxide, on verse de ce sulfate d'indigo dans un tube gradué, et on ajoute peu à peu du solutum de chlore ou d'un chlorure de soude ou de chaux, jusqu'à ce que la couleur en soit détruite.

On emploie le chlorure de soude, étendu de dix à quinze parties d'eau, pour le pansement de

la pourriture d'hôpital, des ulcères vénériens dégénérés, des plaies gangréneuses, qu'il fait marcher rapidement vers la cicatrisation, et des cancers ulcérés dont il détruit la fétidité, en même-temps qu'il calme les douleurs. On en lotionne avec avantage les dartres rongeantes. On a guéri par son secours une teigne faveuse, et on l'a employé avec succès dans l'angine couenneuse, sous forme de gargarisme. On l'a aussi donné intérieurement, à la dose de vingt-cinq à trente gouttes, dans une pinte de tisane. On l'a employé avec succès pour combattre l'asphyxie produite par le gaz des fosses d'aisances; en plaçant sous le nez et sur la bouche du malade un linge imbibé de chlorure de soude concentré.

On peut aussi préparer le chlorure de soude par double décomposition. On dissout une partie de chlorure de chaux dans quatorze d'eau : on laisse déposer dans un vase fermé, on tire à clair et l'on y verse le solutum de deux parties de carbonate de soude dans quatre d'eau. Il se précipite du carbonate de chaux; on filtre et on introduit le chlorure de soude dans des bouteilles que l'on bouche soigneusement.

Il est incolore au moment de sa préparation, et souvent par la suite du temps il se colore en rose plus ou moins foncé. Il a une légère odeur de chlore et une saveur piquante et salée.

Le chlorure de soude, quoique propre à la désinfection, n'est point employé, parce que le chlorure de chaux qui est sec est plus facile à transporter et qu'il est à bien meilleur marché.

L'eau de javelle était primitivement du chlorure de potasse, très-employé pour le blanchiment. Comme c'est le chlore seul qui décolore et que la potasse est à un prix plus élevé, que la soude,

c'est cette dernière qu'on emploie aujourd'hui. Lorsqu'on veut s'en servir pour enlever les taches de fruits, etc., il faut l'étendre de dix parties d'eau.

SULFURE DE SODIUM.

Pour les usages de la médecine, on le forme en calcinant parties égales de carbonate de soude desséché et de soufre sublimé. Après la fusion on verse sur une table de marbre, on casse en petits morceaux après le refroidissement et on met dans des bouteilles qui bouchent hermétiquement, ce produit qui est un mélange de sulfure de sodium et de sulfate de soude provenant de la décomposition d'une partie de la soude par le soufre.

Ce sulfure, que l'on prépare de la même manière que le sulfure de potassium, jouit des mêmes propriétés médicinales et s'emploie sous la même forme. Quoique moins dispendieux que le sulfure de potassium, il est moins employé parce qu'on le regarde comme moins actif, inconvénient qui, s'il est vrai, disparaitrait facilement en augmentant un peu la dose, et on emploierait un produit appartenant à notre sol, au lieu d'exporter de l'argent pour l'achat de la potasse.

CARBONATE DE SOUDE.

Sel de soude. — Ce sel existe rarement cristallisé dans la nature : efflorescent, c'est le *natron*, qui contient un peu de chlorure de sodium. Non efflorescent, en masse grossièrement fibreuse ou granulaire, c'est le *trona*, qui est un sesqui-carbonate. Il existe dans un grand nombre de lacs salés, avec d'autres composés à base de soude,

on le rencontre dans plusieurs plantes qui croissent sur le bord de la mer, et en petite quantité à l'état de bicarbonate dans un grand nombre d'eaux minérales, celles d'Auvergne, particulièment celles de Vichy, etc. On le trouve aussi en efflorescence à la surface des roches dans diverses contrées, sur les murs, dans les caves, etc.

Le carbonate naturel, *natron*, est enlevé du sol des lacs salés, desséchés par la chaleur de l'été, où il forme un dépôt cristallin plus ou moins épais. Il paraît que le carbonate de soude se forme par la décomposition du chlorure de sodium par le carbonate de chaux.

On extrait le carbonate de soude des plantes marines : il est alors désigné sous le nom de *soude naturelle.* On fauche ces plantes dans la saison opportune, on les fait sécher, on les brûle dans des fosses et l'on obtient des masses compactes en parties fondues (*vol.* 1, *page* 97). Les soudes naturelles les plus estimées sont la *cendre de Sicile* qui renferme 0,55 de carbonate de soude, est extraite des plantes du genre *salsola*, surtout du *S. sativa*; et la *barille d'Espagne*, fournie aussi par les mêmes plantes, mais qui ne contient que 0,45 de carbonate de soude; celles de France sont beaucoup moins estimées : on en connaît trois variétés; le *salicor* ou soude de Narbonne, extraite des *salicornia*, surtout du *S. herbacea*, qui contient 0,15 de carbonate de soude : la *blanquette* ou soude d'Aigues-mortes, qui est extraite de diverses plantes des bords de la mer et notamment des chénopodées, et qui ne contient que 0,08 de carbonate de soude : enfin le *vareck* ou soude de Normandie, qui provient de l'incinération des fucus qui croissent abondamment sur les bords de l'Océan, qui ne contient que très-peu de carbonate de soude,

mais beaucoup de chlorure de sodium et de potassium, du sulfate de soude et une petite quantité d'iodure de potassium.

Depuis qu'on a trouvé en France le moyen de retirer la soude du sel marin, comme on l'obtient en plus grande quantité et d'une manière plus économique, on ne retire plus le carbonate de soude des soudes du commerce, en les lessivant, faisant évaporer et cristalliser le solutum : on n'emploie que la soude artificielle dont la fabrication est décrite (*vol. 1*, *page* 98). Dans cette opération, le charbon désoxigène l'acide sulfurique et il se forme du sulfure de sodium; ce nouveau composé et le carbonate de chaux se décomposent mutuellement : il se forme du sulfure de calcium et du carbonate de soude. Il se dégage une partie de l'acide carbonique, du soufre, de l'hydrogène sulfuré.

La valeur vénale des soudes est déterminée, comme celles des potasses, par leur richesse en alcali, à l'aide de l'alcalimètre, page 220.

Pour se procurer du carbonate de soude, on traite la soude artificielle par l'eau, et à froid pour ne pas dissoudre le sulfure de calcium qu'elle contient. On évapore ce solutum presque à siccité et on le laisse exposé à l'air pendant plusieurs jours, en le remuant afin que la soude caustique qui s'y trouve en petite partie puisse absorber l'acide carbonique de l'air. On redissout à chaud, on évapore et par le refroidissement on obtient des cristaux de carbonate de soude.

Ce sel cristallise en prismes rhomboïdaux, dont les arètes supérieures et inférieures sont remplacées par des facettes. Sa saveur est âcre, légèrement caustique : il verdit le sirop de violettes. Ces cristaux qui étaient d'abord diaphanes s'effleuris-

sent promptement à l'air en perdant une partie de leur eau de cristallisation. La chaleur le fond et vaporise les 62,69 pour cent d'eau qui sont en combinaison dans ce sel : alors il ne se fond plus qu'à la chaleur rouge, mais ne se décompose pas. Il est si soluble dans l'eau que ce liquide, à la température ordinaire en dissout deux fois son poids, et cette propriété augmente avec l'addition de calorique. Il est composé d'acide carbonique 100 et 141,39 de soude.

Il est employé dans la confection des savons durs, du verre blanc, pour les lessives, etc.

En médecine, il a les mêmes usages que le carbonate de potasse, et lui est préféré parce qu'il est moins caustique.

BICARBONATE DE SOUDE.

On sature le carbonate de soude d'acide carbonique, comme on le fait pour la potasse (*page* 222). Le bicarbonate de soude, moins soluble que le carbonate, se dépose en une masse solide, irrégulière. Chauffé, il perd d'abord son eau de cristallisation, ensuite la moitié de son acide et passe à l'état de carbonate indécomposable au feu. Son solutum aqueux, étant chauffé, perd le quart de l'acide carbonique qu'il contenait et se transforme en sesqui-carbonate.

Dans les laboratoires, ce sel est employé comme réactif. En médecine, il est employé, comme le bicarbonatede potasse, dans le traitement des affections calculeuses, lorsqu'elles dépendent de la surabondance d'acide urique. A petites doses, il facilite les digestions et rétablit en très-peu de temps, les fonctions de l'estomac, surtout lorsqu'elles sont troublées par la formation d'une trop

grande quantité d'acide : aussi entre-t-il dans la composition des tablettes dites *digestives* (vol. 1, page 312).

SULFATE DE SOUDE.

Sel de glauber. Sel admirable. — Ce sel se trouve en solution dans les eaux de plusieurs sources minérales, en efflorescence à la surface de la terre : avec le sulfate de chaux il forme la *glaubérite* qu'on trouve en cristaux dans le chlorure de sodium, à Villa-Rubia ; avec le sulfate de magnésie, il forme la *réussine.* On l'obtient de plusieurs manières : 1.° dans les sources d'où on extrait le chlorure de sodium, il y a toujours du sulfate de soude qui se rassemble sur les bords des chaudières uni à du sulfate de chaux : on ramasse ces flocons blancs, nommés *schlot*, on les lave avec une petite quantité d'eau froide, et on les traite par l'eau bouillante. Les deux principes immédiats se séparent, le sulfate de chaux se précipite, le sulfate de soude se dissout. On filtre et on obtient ce dernier sel cristallisé par évaporation; 2.° on décompose le chlorure de sodium par l'acide sulfurique : c'est ainsi qu'on se le procure dans beaucoup de circonstances et dans toutes les fabriques de soude.

Le sulfate de soude, récemment cristallisé, est sous la forme de longs prismes à six pans, ordinairement cannelés, terminés par des sommets dièdres ou des pyramides à quatre faces, d'une transparence remarquable et renfermant 0,58 d'eau de cristallisation. A l'air, il se convertit en une poussière blanche en perdant la presque totalité de son eau de cristallisation, et cette altération est d'autant plus prompte que l'air est plus chaud

et plus sec. Il est fusible à une légère chaleur, perd son eau, se dessèche et devient ensuite assez difficile à éprouver la fusion ignée, opération dans laquelle il ne se décompose pas. Sa saveur est salée et d'une amertume désagréable : sa pesanteur spécifique est de 2,246. Il est soluble dans trois parties d'eau à la température ordinaire : sa solubilité augmente jusqu'à + 33°; au-dessus elle décroît un peu jusqu'à + 100° et alors l'eau peut en dissoudre les quatre cinquièmes de son poids. Il est composé, en faisant abstraction de l'eau, de 52,78 acide sulfurique et 47,22 de soude.

Le sulfate de soude est employé, à la dose de 32 à 50 grammes, dans 200 d'eau, dans tous les cas qui exigent l'emploi de purgatifs doux, peu irritans. Administré à des doses trop faibles pour agir comme cathartique, il exerce une influence diurétique très-marquée.

On le fait entrer dans la composition du verre en remplacement du salin, etc., mais son principal usage est dans la fabrication des soudes artificielles.

HYPOSULFITE DE SOUDE.

Sulfite de soude sulfuré. — On obtient ce sel en faisant bouillir un solutum de sulfite de soude avec du soufre sublimé, ou en faisant passer un courant de gaz acide sulfureux dans le solutum d'une partie de carbonate de soude dans deux d'eau et y ajoutant un huitième de soufre. L'acide sulfureux se combine avec le soufre, avec la soude dissoute dans l'eau en dégageant son acide carbonique. On filtre, on fait évaporer et l'on obtient l'hyposulfite de soude en aiguilles fines disposées en houppes soyeuses et qui s'étendent en rayons.

Ce sel est déliquescent à l'air et par conséquent très-soluble dans l'eau. Sa saveur est amère et désagréable.

HYDROSULFATE DE SOUDE.

On fait dissoudre une partie de soude caustique dans six d'eau, on fait passer dans ce solutum un courant de gaz acide hydrosulfurique et on conserve dans des bouteilles bien bouchées.

Employé pour bains sulfureux : on ajoute à l'eau du bain, au moment où le malade s'y plonge, 300 grammes de ce solutum et 125 de solutum de gélatine.

PHOSPHATE DE SOUDE.

Sel perlé. — Nom sous lequel il était connu autrefois, à raison de la couleur grise opaque, analogue à celle des perles, qu'il prend dans sa fusion au chalumeau. Ce sel existe tout formé dans l'urine humaine et dans le sang.

Après avoir fait passer les os calcinés à l'état de biphosphate de chaux en les traitant par deux tiers de leur poids d'acide sulfurique concentré étendu de dix parties d'eau, et séparé par la filtration ou décantation le sulfate de chaux insoluble, on sature par la soude ou le carbonate de soude, l'excès d'acide. On filtre, on concentre le liquide et le phosphate de soude ne tarde pas à cristalliser.

Si on ne met pas un léger excès d'alcali, l'eau mère est acide, et pour obtenir de nouveaux cristaux, il faut y ajouter de la soude jusqu'à l'altération de la couleur du sirop de violettes.

Le phosphate de soude cristallise en prismes

transparens rhomboïdaux, terminés par une pyramide à trois faces, contenant 0,62 d'eau de cristallisation. Sa pesanteur spécifique est de 1,333. Il a une saveur fraîche, salée, légèrement urineuse, sans aucune amertume et sans être désagréable. Il s'effleurit très-promptement à l'air, mais cette efflorescence n'a lieu qu'à la surface: au-dessous, le sel conserve sa transparence et sa forme. Au feu, il entre en fusion aqueuse, se dessèche, et à la chaleur rouge il se convertit en un verre qui devient opaque en se refroidissant. Il se dissout dans quatre parties d'eau froide, deux d'eau bouillante et son solutum ramène au bleu le tournesol rougi par les acides. Ce sel est composé de 88 de base et 100 d'acide.

Il est employé à la même dose et dans les mêmes circonstances que les sulfates de magnésie et de soude. C'est un purgatif doux et le moins désagréable : il n'occasionne aucune nausée et les enfans même le prennent sans répugnance, mais il n'est pas usité autant qu'il devrait l'être, attendu son prix plus élevé.

Dans les laboratoires, il est employé comme réactif, pour obtenir des phosphates insolubles. Comme il entre en fusion avec les oxides métalliques et qu'il forme alors un globule vitreux coloré, les minéralogistes s'en servent avec avantage.

BORATE DE SOUDE.

Chrysocolle ? de Pline. *Tinkal. Borax.* — Il existe en solution dans les eaux de plusieurs lacs des Indes orientales et du Thibet, et s'en sépare par évaporation spontanée. Dans cet état il est impur et enveloppé d'une matière grasse qui est un savon ayant la soude pour base. On le purifie, soit

par la calcination qui brûle la matière organique, soit en le traitant avec l'eau bouillante et la chaux qui s'empare de la matière grasse, forme un savon calcaire insoluble. Dans le premier cas, on dissout dans l'eau, on filtre, on fait évaporer et cristalliser : dans le second, on filtre, on fait concentrer et on soumet à la cristallisation.

Aujourd'hui on fabrique, en France, ce sel de toutes pièces : on sature l'acide borique naturel, retiré des eaux des sources thermales de la Toscane par le carbonate de soude.

Le borate de soude est en cristaux demi-transparens, ayant la forme de prismes hexaèdres, dont deux des côtés sont beaucoup plus larges et terminés par des pyramides trièdres. Sa pesanteur spécifique est de 1,740. Il a une faible saveur alcaline, douceâtre, tirant sur celle du savon. Sa cassure est vitreuse. Exposé à l'air, il s'effleurit lentement et légèrement. Au feu, il se boursoufle beaucoup et se dessèche ensuite en perdant 0,46 d'eau de cristallisation. Ainsi privé d'eau, il se présente en une masse légère, poreuse, très-friable, connue sous le nom de *borax calciné*. Chauffé plus fortement, il se fond en un verre transparent, qui devient peu à peu opaque à l'air en absorbant un peu d'humidité, et est encore soluble dans l'eau. Le choc de deux morceaux de borax, frappés l'un contre l'autre dans l'obscurité, fait jaillir un éclat de lumière. Il se dissout dans vingt fois son poids d'eau à la température ordinaire et dans six fois son poids de ce liquide bouillant. Son solutum verdit le sirop de violettes et ramène au bleu le tournesol rougi par un acide. Il est composé d'acide 36, soude 18 et 46 d'eau.

En médecine on l'emploie en gargarismes et en lotions, comme astringent et détersif, dans les

affections aphteuses, dans les salivations excessives accompagnées d'ulcérations de la langue et de la face interne des joues, pour faire disparaître les dartres furfuracées qui se manifestent sur la peau, depuis deux grammes jusques à huit pour cinq cent grammes de liquide. On en ajoute quelquefois à la crême de tartre pour la rendre soluble.

A une haute température, il facilite la fusion des oxides métalliques, les vitrifie pour la plupart et prend diverses teintes qui servent à les faire reconnaître : aussi est-il employé dans beaucoup d'épreuves docimastiques. A cet effet l'on creuse une cavité dans un charbon et l'on met quelques grains de verre de borax avec un quart de grain au plus de l'oxide dont on veut reconnaître la nature : on le fond au chalumeau et on observe la teinte.

On se sert du borax pour fondre les oxides irréductibles par ce moyen, de silicium, d'aluminium, etc., qui peuvent être mêlés avec d'autres qu'on réduit. Il préserve le métal du contact de l'air, il rend la masse liquide et permet ainsi à toutes les particules métalliques de se réunir et de former culot.

Dans les laboratoires, on en extrait l'acide borique.

Son plus grand emploi est pour la soudure des métaux. On décape les deux pièces de cuivre etc., qu'on veut souder : on les met en contact avec un alliage un peu plus fusible et du borax. On chauffe le tout jusqu'à ce que la soudure commence à fondre. En fondant elle s'allie avec les deux pièces de cuivre et les réunit; mais il faut pour cela qu'elle soit, ainsi que les pièces, toujours bien décapée, et c'est là l'effet que produit le borax, soit parce qu'il dissout l'oxide qui pourrait se for-

mer, soit parce que, enveloppant le métal, il s'oppose à son oxidation.

Les orfèvres et les horlogers emploient le borax calciné, car celui qui est hydraté, en se boursouflant, déplace les métaux et dérange très-souvent la symétrie des dessins en relief qu'on exécute sur des ouvrages délicats.

Il sert encore dans quelques verreries à déterminer la fonte de la matière. On n'en ajoute qu'environ 500 grammes par pot de mélange. Il donne assez constamment une couleur plus ou moins jaune aux substances fondues, ce qui ne permet pas de l'employer à grande dose.

NITRATE DE SOUDE.

Nitre cubique. — Au Pérou, il forme des couches d'une épaisseur variable, d'une étendue de plus de cinquante lieues, sous une terre argileuse, et il y est exploité avec beaucoup d'avantage. Dans d'autres lieux il n'existe qu'en petites couches, dont les fragmens présentent une structure granulaire.

On l'obtient dans les laboratoires en saturant le carbonate de soude par l'acide nitrique; filtrant, faisant évaporer et cristalliser. Il est blanc, cristallise en prismes rhomboïdaux anhydres. Sa pesanteur spécifique est de 2,096. Sa saveur est fraîche, un peu amère, piquante. Il est soluble dans trois parties d'eau à la température ordinaire. Exposé sur des charbons ardens, il fuse, mais moins facilement que le nitrate de potasse, aussi la poudre à canon préparée avec ce sel qu'on substitue au nitre est difficile à s'enflammer et brûle lentement. Ce sel isolé et frotté acquiert une élec-

tricité résineuse très-sensible. Il est composé en poids de 37 de soude et 63 d'acide nitrique.

On a recommandé ce sel dans la dysenterie et on le dit très-efficace à cause de la révulsion qu'il détermine en irritant les premières voies.

ACÉTATE DE SOUDE.

Terre foliée cristallisée. — On le prépare ordinairement en saturant l'acide acétique par le carbonate de soude, et en évaporant la dissolution jusqu'à pellicule. Il faut qu'elle contienne un léger excès d'alcali pour cristalliser : alors, par le refroidissement, on obtient des prismes striés qui ne diffèrent pas beaucoup de ceux du sulfate de soude.

L'acétate de soude a une saveur acerbe, approchant de l'amertume, piquante. Sa pesanteur spécifique est de 2,1. L'air ne lui fait point éprouver d'altération. Chauffé, il perd d'abord son eau de cristallisation qui s'élève au tiers du poids. A une forte chaleur il se fond, et en augmentant encore le feu, il est décomposé et transformé en carbonate de soude. Il est soluble dans trois parties d'eau froide et dans une moindre quantité d'eau bouillante. Il est composé, l'eau non comprise, de 61,45 d'acide et 38,55 de base.

Ses usages en médecine sont les mêmes que ceux de l'acétate de potasse, mais il paraît moins actif et est beaucoup moins employé.

Dans les arts, comme il est l'objet d'une grande fabrication, il sert pour obtenir l'acide acétique pur.

TARTRATE DE POTASSE ET DE SOUDE.

Sel de Seignette. — On prépare ordinairement

ce sel en mettant une partie de bitartrate de potasse en poudre dans cinq parties d'eau bouillante et en ajoutant peu à peu du carbonate de soude: l'excès d'acide tartrique décompose le carbonate de soude, en dégage avec effervescence l'acide carbonique, d'où résulte du tartrate de soude qui s'unit au tartrate de potasse. Lorsque la saturation est complète, on filtre le liquide et on l'évapore jusqu'à consistance de sirop : par le refroidissement, on obtient de gros prismes transparens à huit ou dix pans inégaux, ayant leurs extrémités tronquées à angles droits. Ces pans sont généralement divisés en deux dans la direction de leurs axes; et la base sur laquelle ils reposent, est marquée de deux lignes diagonales, qui se croisent de manière à la diviser en quatre triangles. La saveur de ce sel est un peu amère. Il est légèrement efflorescent à l'air sec, soluble dans cinq parties d'eau froide et une de ce liquide bouillant. Calciné, son acide se décompose et on a pour résidu du charbon et un mélange de carbonate de potasse et de carbonate de soude. Sa pesanteur spécifique est de 1,757 : sa composition de 54 tartrate de potaste et 46 tartrate de soude.

C'est un purgatif doux, dont l'action est prompte, et qui ne produit pas de coliques : sa dose est de 12 à 32 grammes en dissolution dans un véhicule aqueux et non acide.

CARACTÈRES DES SELS DE SOUDE.

Ils sont en général beaucoup plus solubles dans l'eau que les sels de potasse, et contiennent en général une plus grande proportion d'eau de cristallisation : ils sont incolores, ont une saveur salée et amère. Le solutum concentré des sels de

soude n'est point précipité par l'acide tartrique, ni par le chlorure de platine, ni par le sulfate d'alumine, ce qui les distingue de la potasse. En les traitant par l'acide sulfurique ou nitrique et faisant cristalliser, on reconnaît aisément les sulfate ou nitrate de soude à la figure de leurs cristaux.

MANGANÈSE.

Le manganèse se trouve dans la nature uni au soufre, en petites masses, ou en pellicules noirâtres : en masses considérables, à l'état de peroxide, soit anhydre, soit hydraté : protoxidé et uni à l'acide silicique seul, *mine rouge lamelleuse de manganèse* : à l'acide silicique et à l'eau : à l'acide silicique et à l'alumine, dans le *grenat de manganése*, dans l'*helvine*, dans la *carpholite* : à l'acide silicique et au fer dans la *knebelite*. A l'acide carbonique : à l'acide phosphorique et au fer dans la *triplite* : à l'acide tantalique et au fer dans le *tantalite* : à l'acide tungstique et au fer dans le *wolfram*.

On l'obtient en décomposant un de ses oxides ou son carbonate, avec du noir de fumée, dans un creuset infusible que l'on expose successivement pendant une heure et demie à la plus haute température qu'on puisse produire dans une bonne forge.

Le manganèse est solide, très-cassant, grenu, d'un gris blanc. Sa pesanteur spécifique est de 8,013. Sa fusion est évaluée à 160 degrés du pyromètre de Wedgwod, ou 1118° du thermomètre centigrade. Il s'oxide à l'air, devient gris, violet et noir : cette action est plus vive dans l'air humide, à l'aide de la chaleur, ou dans le gaz oxigène qu'il absorbe rapidement à une chaleur

rouge. A cette même température, il décompose rapidement l'eau et il en fait autant à froid lorsqu'il est en contact avec un acide puissant. S'il est seul et pulvérisé, dans l'eau, la décomposition est fort lente et il se forme peu à peu un oxide à couleur verte.

PROTOXIDE DE MANGANÈSE.

Il existe dans quelques produits naturels, combiné à divers acides. C'est le seul oxide de manganèse qui produise des combinaisons permanentes avec les acides. Il se forme toutes les fois qu'on dissout le manganèse dans les acides.

On se le procure en décomposant par le carbonate de potasse le solutum d'un sel de protoxide de manganèse et chauffant le carbonate de manganèse ainsi obtenu dans un tube de verre effilé, pour empêcher autant que possible, le contact de l'air. Le protoxide ainsi préparé est d'une couleur verte, fixe au feu, insoluble dans l'eau, absorbe peu à peu l'oxigène de l'air en devenant noir, se dissout sans effervescence dans les acides et forme des sels incolores d'où il est précipité à l'état d'hydrate blanc par les alcalis. Il est composé de 100 manganèse et 28,11 oxigène.

PEROXIDE DE MANGANÈSE.

Il existe en si grande quantité dans la nature, qu'on ne le prépare pas ordinairement : on se contente de le purifier des substances étrangères avec lesquelles il se trouve. Tantôt il est cristallisé en aiguilles grises, brillantes, ou en aiguilles noirâtres : tantôt il est en morceaux amorphes de

différentes grosseurs, de couleur brune ou noire. Chauffé au rouge cerise, il perd une partie de son oxigène, prend une couleur brunâtre ou rouge-marron : c'est une combinaison à proportions définies de peroxide non décomposé et de protoxide, qu'on avait regardée quelque temps comme un oxide particulier. C'est sur cette décomposition partielle du peroxide par la chaleur qu'est fondé un des moyens d'obtenir le gaz oxigène. Il est formé de manganèse 100 et 56,213 d'oxigène.

On l'emploie principalement dans la fabrication du chlore, des chlorures, des sels de manganèse, et il perd moitié de son oxigène en se combinant avec les acides. Dans les verreries, on en projette de petites quantités dans le verre fondu, et à l'aide de la portion de son oxigène qui se dégage, les matières charbonneuses qui pouvaient troubler la transparence du verre, sont comburées. Lorsque sa proportion est trop grande, il colore à son tour le verre en violet. Un centième de cet oxide suffit pour donner au verre fondu une teinte violette très-belle et foncée : aussi fait-on usage de cet oxide dans l'art de colorer le verre ou de fabriquer les émaux. En calcinant dans un creuset deux parties de potasse et une de peroxide de manganèse réduit en poudre fine, dissolvant dans l'eau la matière fondue, traçant des caractères ou des chiffres sur la toile, avec ce liquide qui est vert, ils deviennent à l'instant bruns, ne sont enlevés ni par les solutum alcalins chauds, ni par les acides affaiblis (excepté le sulfureux), et l'on s'en sert utilement pour marquer le linge.

En médecine on l'emploie, mêlé à parties égales d'axonge, dans la teigne, la gale, les dartres. Quelquefois on se contente de couvrir les parties

malades avec sa poudre. Il entre aussi dans des bois emménagogues avec les extraits de sabine et d'aloës.

CHLORURE DE MANGANÈSE.

Hydrochlorate de manganèse. — On traite le peroxide de manganèse par l'acide hydrochlorique, à l'aide du feu. Il se dégage du chlore qui est en excès et il se forme de l'eau et du chlorure de manganèse. On évapore à siccité; on traite par l'eau distillée, on filtre, on évapore à siccité et on calcine à l'abri de l'air.

Le protochlorure de manganèse, ainsi obtenu, est solide, blanc-rosé, d'une saveur styptique : il est déliquescent et par conséquent très-soluble dans l'eau. A une chaleur rouge, dans des vases fermés, il se fond sans éprouver d'altération, mais chauffé à l'air il est décomposé, par la vapeur d'eau qui s'y trouve toujours, en acide hydrochlorique qui se dégage et en oxide de mangaènse. Il est composé de chlore 54 et 46 de manganèse.

Ce chlorure est employé à la dose de huit à quinze grains, en pilules, dans les maladies dartreuses. Son solutum aqueux est employé, en gargarisme, dans les aphthes.

On l'emploie pour teindre en couleur nommée *solitaire*, en immergeant les étoffes successivement dans des solutum de ce chlorure et de potasse. Il se forme du chlorure de potassium et il se précipite sur les étoffes du protoxide de manganèse blanc, mais qui brunit bientôt en absorbant l'oxigène de l'air.

PROTOSULFATE DE MANGANÈSE.

On chauffe dans un creuset de terre, jusqu'au rouge, un mélange de peroxide de manganèse et d'acide sulfurique concentré. Le peroxide perd une partie de son oxigène qui se dégage à l'état de gaz et se convertit en protoxide qui se combine à l'acide sulfurique. En traitant par l'eau le résidu de cette calcination, on dissout le protosulfate de manganèse : on filtre, on fait évaporer et cristalliser.

On obtient des prismes rhomboïdaux, transparens, d'une saveur douceâtre, styptique et légèrement amère : inaltérables à l'air, d'une pesanteur spécifique de 1,834 : composés d'acide sulfurique 35,05, protoxide de manganèse 29,75 et 37,20 d'eau.

L'eau, à la température ordinaire, en dissout le tiers de son poids. Ce sel exposé à une chaleur rouge-cerise, se décompose en donnant de l'acide sulfureux, de l'oxigène et un mélange de protoxide et de peroxide, à proportions définies, et que l'on avait pris à tort pour du deutoxide de manganèse.

Mêlé avec parties égales d'axonge, il passe pour être utile en frictions, contre les maladies dartreuses.

On se sert du solutum aqueux de protosulfate de manganèse pour marquer le linge. Si, après avoir imprégné un morceau de toile de solutum de carbonate de soude, on trace des caractères avec un solutum de protosulfate de manganèse, les traits formés brunissent peu à peu à la lumière et deviennent ineffaçables par l'eau et les alcalis.

ACÉTATE DE MANGANÈSE.

On dissout du carbonate de manganèse dans l'acide acétique : ce solutum cristallise aisément en tables rhomboïdales : les cristaux sont rosés, transparens et ils ne s'altèrent point à l'air. Leur saveur est astringente et métallique. Ils se dissolvent dans trois fois et demie leur poids d'eau froide : ils sont formés d'acide acétique 41,46, de protoxide de manganèse 29,33 et 29,21 d'eau.

Un gramme et tiers de ce sel dissous dans cent grammes d'eau, donne un solutum que l'on vante, en gargarismes, dans les aphthes.

CARACTÈRES DES SELS DE MANGANÈSE.

Presque tous solubles dans l'eau : incolores ou légèrement rosés : leur solutum, traité par les alcalis fixes, est précipité en flocons blancs qui passent très-promptement au brun par leur exposition à l'air. L'hydroferro-cyanate et l'hydrosulfate de potasse, les précipitent en blanc : l'acide hydrosulfurique seul rend le solutum opalin, mais n'y produit pas de précipité. L'infusum de noix de galles n'y occasionne aucun changement, et le succinate ou le benzoate d'ammoniaque n'y forment aucun précipité, ce qui distingue bien les sels de manganèse de ceux de fer.

ZINC.

Ce métal se trouve dans la nature, combiné au soufre, et ce composé connu sous le nom de *blende*, que l'on trouve amorphe ou cristallisé, de couleur jaune ou brune, est assez abondant, et se trouve

dans les autres filons métallifères, et principalement dans les filons de plomb.

L'oxide de zinc existe en quantité assez considérable dans les Etats-unis, en couches et amas liés à la siénite intermédiaire. Combiné avec l'alumine, il constitue la *gahnite*, qu'on trouve en Suède dans un schiste talqueux.

Le carbonate de zinc se trouve dans divers dépôts métallifères et forme parfois des gîtes particuliers dans les terrains intermédiaires.

L'hydrocarbonate de zinc ne se trouve que dans quelques échantillons de carbonate anhydre de Carinthie et de France.

Le silicate de zinc, ou *calamine*, se présente abondamment, cristallisé ou amorphe, blanchâtre ou jaunâtre, anhydre ou hydraté.

Le sulfate de zinc, ou *gallizinite*, se trouve en petite quantité dans les travaux des mines et fréquemment mêlé de divers autres sulfates.

C'est principalement du silicate de zinc qu'on retire ce métal. On calcine ce sel tant pour le diviser plus facilement que pour décomposer les sulfures qui peuvent l'accompagner : on le mêle avec un tiers de son poids de charbon, et on le met dans des tuyaux de terre légèrement inclinés, traversant un fourneau. Ces tuyaux sont bouchés par un bout qui est dans le fourneau et l'autre extrémité qui en sort communique avec des tuyaux en fonte, inclinés, qui se rendent dans un bassin de réception contenant de l'eau. On chauffe fortement et le charbon désoxide le zinc, qui se réduit en vapeur : celle-ci vient se condenser dans les tuyaux en fonte et se rend dans le bassin de réception, en morceaux plus ou moins irréguliers. On fond ensuite ces morceaux dans des creusets de terre et on le coule entre deux pierres de

granit, en plaques d'un demi pouce d'épaisseur et du poids de cinq à six kilogrammes. C'est sous cette forme que le zinc est livré dans les arts, ainsi que sous celle de lames plus ou moins minces.

Le zinc est blanc bleuâtre; sa structure est lamelleuse. Il est ductile et malléable et le maximum de sa malléabilité est entre + 100° et + 150°. Au-dessus de + 200°, il se brise sous le marteau et se réduit en poudre. Il est assez mou pour être entamé par la lime, mais comme il se lime mal, quand on a besoin de l'avoir très-divisé, on le triture dans un mortier chaud. Sa pesanteur spécifique, lorsqu'il a été fondu, est de 7, 165: elle augmente un peu lorsqu'il a été martelé. Il fond avant d'être rouge, à une chaleur de 370° et se volatilise entièrement un peu au-dessus de cette température. L'air et l'oxigène secs n'ont pas d'action sur ce métal à la température ordinaire: s'ils sont humides, sa surface se ternit par un commencement d'oxidation. Si le zinc est fortement chauffé, l'oxidation est si prompte que le métal brûle vivement avec une flamme blanche éclatante en produisant une fumée blanche d'oxide de zinc qui se précipite peu à peu en flocons blancs très-légers. Il ne s'oxide que très-lentement dans l'eau froide en laissant dégager de petites bulles de gaz hydrogène, mais à une chaleur rouge, il la décompose avec rapidité en s'appropriant l'oxigène.

PURIFICATION DU ZINC.

Le zinc du commerce est toujours allié à de petites quantités de plomb, de fer, de cuivre. Comme il est volatil et que les autres ne le sont pas ou ne le sont qu'à une température bien supérieure, on se sert de cette propriété pour le

purifier. On commence par le reduire en grenaille (*volume* 1, *page* 77.) On le met alors dans une cornue de grès lutée, au col de laquelle on adapte un tuyau en terre cuite qui plonge dans une terrine pleine d'eau pour condenser le zinc vaporisé. Afin d'éviter l'engorgement du tuyau par le zinc vaporisé et solidifié, on attache au-dessous de ce tuyau une grille en fil de fer, sur laquelle on entretient des charbons allumés. On chauffe fortement la cornue. Les métaux étrangers au zinc restent au fond de la cornue. On fond le zinc distillé et on le coule en lingots.

Le zinc s'emploie pour les piles galvaniques : pour produire du gaz hidrogène par la réaction de ce métal sur l'eau à l'aide de l'acide sulfurique étendu ; pour faire du *laiton* ou *cuivre jaune*, par son alliage avec le cuivre : pour faire avec l'étain un alliage dont on se sert pour frotter les coussins des machines électriques. Il est usité en poudre, dans les artifices, pour produire des étincelles très-brillantes. Laminé, on s'en sert pour des conduits, des couvertures de toits, des gouttières. des baignoires, etc. On a voulu aussi l'employer dans nos cuisines, mais comme il est très-soluble dans les acides les plus faibles et que tous ses sels sont émétiques, il ne peut être employé sans inconvénient à la préparation des alimens.

OXIDE DE ZINC.

Fleurs de zinc. Nihil album. Pompholix. Lana philosophica. — On fait fondre le zinc dans un creuset avec le contact de l'air : le métal ne tarde pas à s'oxider et à donner des flocons blancs, doux au toucher, tellement légers, qu'une partie est entrainée dans l'atmosphère, (quoiqu'ils ne soient pas volatils), si le creuset n'est pas garni de son couvercle : dans ce dernier cas, l'oxide s'attache

aux parois du creuset et on l'enlève avec une spatule à mesure qu'il se forme, pour mettre le métal à découvert et entretenir l'oxidation. Il est inodore et insipide; fixe lorsqu'on le chauffe dans des vaisseaux clos, infusible et indécomposable au feu : il acquiert seulement une couleur jaune serin qui disparaît par le refroidissement. Chauffé avec le contact de l'air, il en absorbe un peu d'acide carbonique qu'il laisse ensuite dégager par une chaleur rouge. Calciné avec un excès de charbon, il se réduit en donnant naisssance à du gaz oxide de carbone. Il est soluble dans la potasse, la soude et l'ammoniaque : formé de 100 de zinc et 24, 8 d'oxigène.

L'oxide de zinc pur est souvent administré, seul ou associé à d'autres médicamens, à la dose de six ou huit grains par jour, que l'on augmente graduellement en le divisant alors en plusieurs prises, dans une foule d'affections nerveuses. A hautes doses, il occasionne des nausées, des coliques et des vomissemens. On le dit aussi fort utile dans les écoulemens muqueux atoniques.

La *tuthie*, oxide de zinc grisâtre et impur qui se dépose sous forme d'incrustations, dans les cheminées des fourneaux où l'on calcine les mines de plomb contenant du zinc, entre après avoir été porphirisée, dans la composition de certains collyres toniques, astringens ou résolutifs. Mêlée avec la graisse elle forme une pommade employée avec avantage contre l'ophthalmie chronique, les gerçures du mamelon : avec le sucre candi, elle peut être souflée dans les yeux à la fin des ophthalmies aigues, pour dissiper les taies de la cornée.

On prépare aussi l'oxide de zinc par la voie humide, mais alors il est hydraté : on fait dissoudre le zinc dans un acide, et on y verse peu à peu

un solutum de soude, jusqu'à ce qu'il ne se fasse plus de précipité : on le lave et on le fait sécher.

CHLORURE DE ZINC.

Beurre de zinc. Muriate de zinc. Hydrochlorate de zinc. — On traite le zinc en grenaille par l'acide hydrochlorique aqueux : celui-ci est décomposé en hydrogène qui se dégage et en chlore qui se combine au métal et forme un composé soluble dans l'eau : on évapore à siccité, on chauffe le résidu dans une cornue de grès, munie d'une allonge et d'un ballon, on volatilise le chlorure de zinc qui va se condenser dans l'allonge et le récipient.

Le chlorure de zinc est blanc, solide, demi-transparent, d'une saveur très-styptique. Il est déliquescent et très-soluble dans l'eau.

C'est un vomitif assez puissant, car la dose de quelques grains est suffisante.

En le faisant dissoudre dans deux parties d'alcool à 40° et y ajoutant quatre parties d'éther sulfurique, on a un médicament regardé comme un bon antispasmodique, que l'on emploie à la dose de quatre à huit gouttes, dans un liquide approprié, deux fois par jour.

CYANURE DE ZINC.

On verse dans le solutum aqueux de cyanure de potassium, un solutum de sulfate de zinc, jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité : on le recueille, on le sèche. Ce cyanure est blanc, insoluble. On le dit utile dans la cardialgie nerveuse et on l'emploie depuis un quart de grain jusqu'à un grain et demi, dans une mixture, à

prendre par cuillerées. Il est aussi usité comme vermifuge.

SULFATE DE ZINC.

Vitriol blanc. Couperose blanche. — Dans les laboratoires, on dissout le zinc dans l'acide sulfurique faible, on évapore et on fait cristalliser.

Dans les arts, on grille le sulfure de zinc natif ou *blende*, dans un fourneau à réverbère, avec le contact de l'air. De là résulte du sulfate de zinc, et d'autres sulfates suivant les divers sulfures qui étaient mêlés en petite quantité avec celui de zinc. On lessive la masse, l'eau entraîne tous les sulfates solubles, on décante pour séparer le sulfate de plomb qui est insoluble. On fait évaporer et lorsque le solutum est assez concentré, on le retire du feu et il se prend par le refroidissement en une masse blanche, cristalline, qu'on livre au commerce sous le nom de sulfate de zinc. Pour l'obtenir pur on le dissout dans l'eau, on expose à l'action du feu, et lorsque le solutum est bouillant, on y met quelques gouttes d'acide nitrique pour faire passer le protoxide de fer à l'état de peroxide, et on ajoute au liquide de l'oxide de zinc récemment précipité par un alcali, qui se combine avec l'acide sulfurique en précipitant les autres oxides métalliques qui lui étaient unis. On filtre, on concentre et on obtient le sel pur en cristaux.

Le sulfate de zinc cristallise en prismes quadrangulaires, terminés par des pyramides à quatre faces, contenant un peu plus du tiers d'eau de cristallisation Il est inodore, transparent, d'une saveur âcre, styptique et acidule; d'une pesanteur spécifique de 1,912. Exposé à l'air, il s'effleurit

légèrement : il est soluble dans deux fois et demie son poids d'eau froide, et dans un peu moins de son poids d'eau bouillante. Au feu, il fond dans son eau de cristallisation, se dessèche ensuite, puis se décompose en laissant son oxide. Il est composé d'acide sulfurique 30,965 ; d'oxide de zinc 32,585 et 36,450 d'eau.

A petites doses, il est employé comme astringent et tonique, dans les leucorrhées, les catharres chroniques et certaines dyspepsies. On l'a conseillé aussi dans l'épilepsie, la coqueluche, etc. A l'extérieur, il est très-employé en lotions et en injections, dans les ophthalmies, les blenhorrhagies chroniques, certaines inflammations et ulcérations superficielles.

A hautes doses, il provoque le vomissement presque instantanément, et il était employé comme vomitif avant la découverte de l'émétique, sous le nom de *gilla vitrioli.*

ACÉTATE DE ZINC.

On l'obtient aisément en dissolvant l'oxide de zinc ou le zinc dans le vinaigre distillé; dans ce dernier cas, il se dégage de l'hydrogène par la décomposition de l'eau dont l'oxigène se porte sur le métal. L'oxide qui vient de se former se dissout alors dans l'acide. Ce solutum évaporé cristallise en lames rhomboïdales ou hexagones, ayant l'apparence du talc. Il est inaltérable à l'air, très-soluble dans l'eau. Mis sur des charbons ardens, il brûle avec une flamme bleue et se décompose.

On emploie le solutum d'acétate de zinc (deux grains de sel par once de liquide) sous forme de collyre, ou sous celle d'injection contre la blen-

norrhée. Il est recommandé comme un bon sédatif dans les inflammations.

CARACTÈRES DES SELS DE ZINC.

Sels blancs, inaltérables à l'air, pour la plupart solubles dans l'eau et ayant une saveur âcre styptique très-prononcée. Leur solutum qui reste incolore et transparent, n'est point précipité par l'acide gallique, par l'infusum de noix de galles, ni par aucun métal des quatre dernières sections : il est précipité en blanc par l'hydroferro-cyanate de potasse, l'hydrosulfate de potasse, l'acide hydrosulfurique. Ces sels sont également précipités en blanc de leurs dissolutions, par la potasse, la soude et l'ammoniaque, mais l'oxide de zinc qui s'était déposé en flocons gélatineux, se redissout entièrement par un excès de ces alcalis.

FER.

Mars. — Le *fer métallique* existe en si petite quantité dans divers minéraux, et si rarement qu'on avait révoqué ce fait en doute, mais à la surface de la terre on trouve des masses considérables de ce métal : on en a trouvé aussi de petites masses isolées dans un assez grand nombre de localités, et on regarde en général ces diverses masses de fer comme tombées de l'atmosphère ; cette opinion est fondée sur la chûte bien constatée de plusieurs petites masses analogues, depuis 1785 jusqu'à nos jours. Le fer de toutes ces masses anciennes et modernes, grandes et petites, *pierres du ciel*, *pierres météoriques*, *aérolithes*, renferme une petite quantité de nikel, de chrôme, etc. Quelques physiciens ont admis qu'elles étaient lancées

par des volcans lunaires, ou qu'elles provenaient de débris de petites planètes brisées par leur choc réciproque, et engagées dans la sphère d'attraction de la terre.

Le fer à l'état d'*acier* existe en petite quantité dans les produits des houillères embrasées. Le carbure de fer ou *graphite* se trouve dans diverses localités et dans divers terrains, depuis le gneiss jusqu'au grès houiller.

Les sulfures de fer jaune et blanc, *pyrite martiale*, sont extrêmement abondans à la surface du globe, et surtout le premier, soit isolés, soit disséminés, soit faisant partie des filons et et amas métallifères de toute espèce. Le sulfure de fer magnétique est assez rare et appartient aux terrains anciens.

Le *Mispikel*, mélange de sulfure et d'arséniure de fer est peu abondant, quoiqu'il ne soit pas rare et se trouve dans les amas et filons métallifères de diverses natures, principalement dans les mines d'étain. Le sulfure de fer et cuivre, *cuivre pyriteux*, se trouve dans divers terrains, mais plus particulièrement dans les primitifs.

Le fer, à l'état d'oxide est si commun, qu'on le trouve dans presque tous les pays. L'oxide magnétique, *aimant*, constitue des dépôts très-considérables dans les terrains anciens, et c'est de la destruction des diverses roches qui le contenaient que proviennent tous les sables ferrugineux titanifères qu'on rencontre çà et là dans les ruisseaux, les rivières, et sur les bords des mers : il donne une poussière noire. Le *fer oligiste*, qui n'est que légèrement attirable à l'aimant et qui donne une poussière rouge ou brune se rencontre surtout dans les terrains primitifs et constitue quelquefois des montagnes entières. Le peroxide de fer, *mine de fer rouge*, constitue quelquefois à lui

seul des gîtes plus ou moins considérables, tantôt en filons, tantôt en couches dans les terrains primitifs et intermédiaires : on le trouve aussi dans un grand nombre de lieux avec les divers minérais de fer. Le peroxide de fer hydraté, *hématite brune*, *fer limoneux* quand il est à l'état terreux, est extrêmement abondant, se trouve dans tous les terrains, à dater des derniers dépôts primitifs et paraît même se former tous les jours. En petite quantité et suivant qu'il est plus ou moins pur, on le retrouve dans la *pierre d'aigle*, *l'ocre rouge*, *l'ocre jaune*, la *terre d'ombre*, le *colchotar natif*, etc. Les oxides de fer natifs contiennent de l'ammoniaque, mais en très-petite quantité.

Le carbonate de fer *spathique* se trouve en amas et en filons considérables dans les terrains anciens, primitifs et intermédiaires : le *lithoide* est aussi fort abondant et appartient au grès houiller.

Le chromite de fer se trouve dans les roches de serpentine subordonnées au micaschite. Il y forme tantôt des amas assez considérables entremêlés avec la roche, tantôt de très-petits nids. On l'a aussi trouvé sous la forme de sables près St. Domingue.

L'arséniate de fer, *scorodite*, *pharmacosidérite*, est fort rare, se trouve d'une manière distincte dans quelques mines d'étain; à l'état pulvérulent en Espagne et au Chili ; en très-petite quantité dans les mines d'argent avec les arséniates de nikel et de cobalt, dans le dépôt connu sous le nom d'argent *merde d'oie*.

Le phosphate de fer, *vivianite*, à l'état cristallin, se trouve quelquefois dans les veines de diverse nature qui traversent les roches granitoïdes, dans les siénites intermédiaires, dans les roches basaltiques, dans les produits des houillères embrasées. A l'état pulvérulent, il se trouve

dans les dépôts argileux et ferrugineux d'alluvion moderne. On le rencontre aussi dans les débris organiques, tantôt avec des plantes, tantôt dans l'intérieur des coquilles, ou enfin dans des vertèbres fossiles.

On trouve encore l'oxide de fer combiné à la chaux et à l'acide silicique dans le *grenat mélanite*, le pyroxène *hedenbergite*, *l'ilvaite* ou *yénite*; à la potasse et à l'acide silicique dans l'*achmite*; au manganèse et à l'acide silicique dans le pyroxène *pyrosmalite;* à l'acide sulfurique dans la *couperose verte* qui est soluble, dans la *pittisite* qui est un sous-sulfate insoluble, jaune ou brunâtre, résinoïde ou terreux. Au manganèse et à l'acide phosphorique dans la *triplite*. Au manganèse et à l'acide titanique dans la *nigrine*. A l'acide titanique dans la *crichtonite*. Au manganèse et à l'acide tungstique dans le *wolfram*. A l'acide oxalique dans l'*humboldtite*, substance très-rare, trouvée seulement dans quelques lignites de Bohême.

On exploite le fer oxidé magnétique, le fer carbonaté, le fer oligiste et le fer peroxidé. Les mines de fer terreux sont bocardées et lavées, pour les séparer des terres qui les enveloppent : les mines de fer en roche n'ont besoin d'être ni lavées, ni bocardées, mais souvent on les grille pour rendre le minerai plus friable et volatiliser le soufre et l'arsenic qu'elles renferment. On procède alors à la réduction de la mine en la mettant en contact avec du charbon à une température très-élevée dans des fourneaux particuliers, *hauts fourneaux*, représentant à peu près deux cônes tronqués et creux appliqués par leur base, et d'une hauteur moyenne de 25 à 30 pieds. La partie inférieure de ces fourneaux offre une cavité particulière, *creuset*, dans laquelle viennent se rendre les produits

de la fusion. Au-dessus existent deux ouvertures latérales qui portent les tuyaux de forts soufflets ou de pompes souflantes et sont destinées à entretenir un courant d'air continu. Une troisième ouverture, située à la naissance du *creuset*, a pour objet de donner écoulement au *laitier* ou scorie qui recouvre le métal.

La masse du fourneau est en maçonnerie, mais le relèvement inférieur doit être en grès ou en briques réfractaires. Lorsqu'il est sec, on le remplit de charbon de bois ou de houille carbonisée, qu'on allume, et lorsque sa température est très-élevée, on jette par la partie supérieure, alternativement de la mine et du charbon, de manière à entretenir le fourneau toujours plein. Lorsque le minerai est très-argileux, on ajoute de la pierre calcaire ou *castine* : si elle est trop calcaire, on ajoute de l'*erbue* ou terre argileuse. Ces substances additionnelles ont pour objet de faciliter la fusion : par un choix raisonné de différens minerais, on peut se dispenser d'ajouter un fondant.

Par l'action de la chaleur, l'oxide de fer est réduit : ce métal se combine avec une portion de charbon et descend dans le creuset. La silice, l'alumine, la chaux, irréductibles par le charbon s'unissent pour former un verre coloré, *laitier*, et se rendent aussi dans le creuset. Ces scories, plus légères, recouvrent continuellement la fonte, la préservent ainsi de l'action de l'air et s'écoulent en partie par l'ouverture pratiquée au bord du creuset. On débouche avec un ringard un trou fait au fond du creuset et qu'on tient bouché avec de l'argile, et aussitôt la fonte coule et se rend dans des sillons triangulaires creusés dans la terre et enduits de sable. Les prismes triangulaires que l'on forme ainsi portent le nom de *gueuses*.

Les fonte blanches sont toujours le produit des mines de fer manganésifères : elles forment du bon acier, mais rarement du fer doux.

Les fontes grises s'obtiennent avec les mines de fer non manganésifères : elles sont quelquefois aigres, alors elles donnent du mauvais fer : lorsqu'elles sont douces, elles en donnent du très-bon.

Pour transformer en fer la fonte qui n'est pas ductile, et brûler la plupart des substances étrangères, on remplit une ouverture prismatique, située sur le sol d'une forge et revêtue d'épaisses plaques de fonte, de poussière de charbon bien battue; on creuse dans cette masse une cavité destinée à recevoir la fonte que l'on veut affiner. La fonte placée dans cette cavité est environnée de charbon de bois incàndescent, et la combustion est alimentée par des machines soufflantes, d'où le vent s'échappe par une tuyère. La fonte est bientôt en fusion : le courant d'air qui frappe la surface, en brûle le charbon, et à mesure que cette opération fait des progrès, la fonte devient moins fusible : enfin il arrive une époque où le fer est totalement séparé du charbon, alors il se forme dans la masse fluide des grumeaux de fer qui grossissent continuellement par leur réunion: lorsqu'ils ont atteint de certaines dimensions on enlève cette masse, *loupe*, et on la soumet sous des martinets ou dans des laminoirs, à de fortes pressions pour en faire sortir le laitier, souder les parties qui étaient séparées et donner de la densité et de l'homogénéité au fer : le fer est ensuite forgé pour recevoir les formes convenables.

On commence à affiner par une méthode plus simple et plus économique, en fondant la fonte au moyen du charbon de houille dans des espèces

de fourneaux à réverbère : on la brasse continuellement, afin que par suite de cette agitation et du courant d'air, le carbone puisse brûler ; on y jette de temps en temps du laitier qui favorise par la desoxigénation de l'oxide de fer qu'il contient la combustion des matières étrangères. Il se forme peu à peu des scories qu'on retire du fourneau. La fonte devient plus épaisse, se grumèle, et c'est alors qu'on la retire du feu et qu'on en expulse les dernières portions de laitier par les procédés ordinaires.

Il y a des fers qui sont doux, très-ductiles, et d'autres qui sont cassans. L'arsenic rend les fers cassans à froid et le phosphore à chaud.

Le fer ainsi obtenu se présente toujours sous la forme de barre. Il est doux, ductile et malléable, plus à chaud qu'à froid, passe mieux à la filière qu'au laminoir. C'est le plus tenace de tous les métaux connus Sa texture est variable suivant sa pureté, fibreuse, à gros grains, etc. Sa couleur est grise bleuâtre. Sa saveur est légèrement styptique : il a une odeur particulière qui ne se développe que par le frottement. Sa pesanteur spécifique est de 7,588 quand il a été laminé à chaud, et de 7,788 quand il a été martelé. Il n'est fusible qu'à 13° du pyromètre de Wedgwood, mais il se soude avec lui-même lorsqu'il a été chauffé au blanc et qu'on le martèle, et il prend alors toutes les formes qu'on désire. Il est attiré par l'aimant, et susceptible d'acquérir momentanément la faculté magnétique, par son contact avec un aimant naturel artificiel, par le choc, la torsion, une décharge électrique, et la situation. Il est inaltérable dans l'air sec, mais il s'oxide très-facilement dans l'air humide, en absorbant l'oxigène tenu en dissolution par l'eau, et cet oxide absorbe ensuite l'acide carbonique. A la chaleur

rouge, il brûle avec la plus grande facilité dans l'air et dans l'oxigène : cette combustion est accompagnée d'une vive lumière. Il décompose l'eau à la chaleur rouge, et à la température ordinaire lorsqu'il est en contact avec les acides. Il est rapidement parcouru par le fluide électrique : aussi est-il employé, avec grand succès, pour fabriquer les conducteurs élevés dans l'air au-dessus des édifices et des vaisseaux, *paratonnerres*, destinés par les pointes dorées et inaltérables qui les terminent, à soutirer sans fracas, et à transporter rapidement la matière électrique dans la terre ou dans l'eau, où ils aboutissent par leur extrémité inférieure. Le fer ainsi placé verticalement, dans une partie élevée de l'atmosphère, qui y séjourne long-temps, ou qui est frappé de la foudre, prend les propriétés et même la polarité magnétique. Si le fer est frappé dans l'air de l'étincelle électrique foudroyante, il s'enflamme.

On emploie en médecine la limaille de fer après l'avoir porphirisée pendant un temps très-sec, et l'avoir renfermée de suite dans un vase bien sec et bien bouché. On se sert ordinairement de celle des épingliers, parce qu'elle ne contient pas de cuivre comme celle qui provient d'autres ateliers: à défaut de cette limaille, on conseille de débarrasser le fer du cuivre au moyen d'un barreau aimanté, mais ce procédé est insuffisant : l'aimant peut très-bien enlever des parcelles qui soient fer d'un côté et cuivre de l'autre. En effet, Henkel a reconnu que l'aimant exerce son action attractive, même sur une limaille qui résulte de la fonte d'une partie de fer avec deux de cuivre.

Le fer métallique s'emploie dans toutes les maladies qui sont réputées dépendre de l'inertie de la circulation, d'une débilité générale, d'une dimi-

nution de l'irritabilité, chlorose, leucorrhée, ictère etc. La dose est de dix grains à un gros, deux ou trois fois par jour.

De tous les métaux, c'est le plus intéressant, en raison du grand nombre d'usages auxquels on peut l'employer : il n'y a pas un seul art où on ne rencontre du fer sous quelque forme; on peut même dire que la perfection industrielle des nations est proportionnelle à la quantité de fer qu'elles consomment.

PROTOXIDE DE FER.

On ne peut l'obtenir isolé, car il se suroxigène à l'air avec la plus grande facilité. Il se produit lorsqu'on traite le fer par l'acide sulfurique étendu d'eau. On précipite le protoxide par un solutum de potasse ou de soude. Il est blanc et hydraté : on le lave dans de l'eau privée d'air par l'ébullition, et on le fait sécher dans le vide ou dans l'azote. Il absorbe facilement l'oxigène de l'air à la température ordinaire, et passe successivement du blanc au vert et du vert au jaune rougeâtre. Il est composé de 100 de fer et 29, 5 d'oxigène.

OXIDE INTERMÉDIAIRE. *Ethiops martial. Oxide noir de fer. Deutoxide de fer.* — Quoiqu'il existe en grande quantité dans la nature, on n'emploie en médecine que celui qu'on prépare artificiellement.

On peut le former en décomposant à une température rouge l'eau par le fer, et pour cela on fait passer un courant de vapeurs d'eau dans un tube de porcelaine incandescent plein de tournure de fer décapée.

Dans les pharmacies, on le prépare ordinairement en humectant de la limaille de fer bien nette

avec de l'eau, et la tassant au fond d'une terrine pour en faire égoutter l'eau qui est en excès. On abandonue ce mélange à lui-même en le remuant de temps en temps avec une spatule de fer, et en ajoutant aussi parfois un peu d'eau pour remplacer celle qui s'évapore par suite de la température qui s'élève. Après quatre à cinq jours ou délaye la masse dans dix fois son volume d'eau : le fer non oxidé se précipite de suite, on décante et l'oxide noir de fer qui est en suspension dans l'eau de lavage, se précipite peu à peu et peut être recueilli sur un filtre. Après l'avoir laissé égoutter, on le sèche en le portant à l'étuve. Le fer s'est oxidé aux dépens de l'air, et de l'eau, car il se dégage uue certaiue quautité d'hydrogène.

Lorsqu'on veut l'obtenir plus promptement, après avoir empâté la limaille de fer avec de l'eau distillée, on y ajoute un huitième d'acide nitrique très-faible, et on chauffe jusqu'à 60° : l'action commence avec énergie et se termine en une demi-heure. Toute la limaille est convertie en oxide noir et il ne suffit plus que de bien le laver pour l'obtenir très-pur. La quantité d'acide nitrique étendu est insuffisante pour oxider tout le fer, mais son action vive semble déterminer la décomposition prompte et totale de l'eau ajoutée. Cet acide est décomposé en partie : son oxigène se porte sur le fer, en même temps que celui de l'eau, d'où il s'ensuit un dégagement d'hydrogène et d'azote qui se combinent à cet état naissant et forment de l'ammoniaque, dont l'odeur est très-manifeste. Si on a opéré dans des vaisseaux clos et que la masse soit restée en repos, elle est recouverte de carbonate d'ammoniaque. L'acide carbonique provient de l'oxigénation du carbone qui était contenu dans le fer et qui en se dégageant

s'est combiné avec l'ammoniaque. Ce sel, ainsi que les nitrates de fer et d'ammoniaque qui auraient pu rester, étant très-solubles, il ne suffit que de bien laver la masse à l'eau bouillante pour les enlever et obtenir de l'oxide d'un beau noir.

Un peu d'acide hydrochlorique étendu de beaucoup d'eau favorise aussi le changement du fer en oxide noir, avec décomposition subite d'une partie de l'eau.

On a aussi proposé de former cet oxide en calcinant au rouge, dans une cornue de grès, un mélange de trois parties de peroxide de fer et d'une partie de limaille très-fine : mais ce procédé est moins sûr que les deux derniers.

Ainsi obtenu, il est en poudre noire, sans saveur, insoluble dans l'eau ; fusible et indécomposable par la chaleur : attirable au barreau aimanté, mais moins fortement que le fer pur : soluble dans les acides sans effervescence, réductible par la pile. Composé d'une proportion de protoxide et de deux de peroxide.

L'oxide noir de fer ne paraît pas l'emporter beaucoup pour ses propriétés toniques, sur la limaille de fer, qui elle-même est assez peu employée. On ne peut guères concevoir que pour un médicament au fond peu important, les pharmaciens aient donné une multitude de procédés différens pour sa préparation.

PEROXIDE DE FER.

Oxide de fer rouge. Safran de mars astringent. Colcothar. — Il se forme spontanément sur le fer par l'action de l'air humide : il est alors à l'état d'hydrate d'une couleur jaune, de *rouille*. La calcination du fer à l'air libre, le convertit en peroxide.

Les battitures de fer, mélange de protoxide et de peroxide, chauffées au rouge, absorbent de l'oxigène et donnent un peroxide d'une couleur rouge-brune.

Pour les usages médicaux, on le prépare en dissolvant le fer dans l'acide nitrique concentré et décomposant le pernitrate de fer par la chaleur.

Dans les arts, on calcine à une chaleur rouge dans des cornues de grès le protosulfate de fer, et on lave le résidu pour le débarrasser d'une portion de sulfate non décomposée. Le protoxide se suroxide aux dépens d'une portion d'oxigène de l'acide sulfurique, qui passe à l'état d'acide sulfureux, tandis que l'autre portion d'acide sulfurique se vaporise ou se décompose en oxigène et en acide sulfureux.

Le peroxide de fer est d'une couleur rouge plus ou moins foncée : il est sans odeur, sans saveur, insoluble dans l'eau, tachant les doigts. Il n'a point d'action sur l'aiguille aimantée : il est indécomposable par la chaleur jusqu'au rouge blanc, alors il perd une partie de son oxigène et passe à l'état d'oxide intermédiaire. Il paraît que l'air n'exerce aucune action sur lui et qu'on croyait à tort qu'avec son contact il passait à l'état de carbonate. Il est composé de fer 100 et 44,25 d'oxigène.

L'oxide de fer rouge est un peu plus astringent, un peu plus actif que le noir et est employé dans les mêmes cas et aux mêmes doses.

Dans les arts, il sert principalement pour donner aux glaces le dernier poli : on s'en sert aussi pour repasser les rasoirs. Les argiles ferrifères, après leur calcination, sont employées pour mettre en couleur les carreaux des appartemens, les portes, les fenêtres, etc.

FER CARBURÉ.

Acier. Composé artificiel de fer et de carbone, dans des proportions différentes de celles de la fonte.

Pour obtenir *l'acier naturel*, on expose la fonte grise la plus carbonée dans des fourneaux à reverbère, on la tient fondue pendant plusieurs heures. La silice et autres substances étrangères, avec une petite portion de fer, forment du laitier qui recouvre la fonte : une partie du carbone est brûlée, et l'autre reste combinée au fer et le constitue à l'état d'acier. Cet acier est de qualité inférieure, plus mou et plus facile à forger et à souder que les autres et on l'emploie pour la fabrication des instrumens aratoires.

On prépare *l'acier de cémentation*, en plaçant par couches dans des caisses en tôle ou en terre cuite réfractaire, des barres de fer entre une couche de ciment composé de charbon végétal en poudre auquel on ajoute parfois de la suie, de la cendre de bois et du sel marin. Il est aussi connu sous le nom *d'acier boursoufflé*, *d'acier poule*. On le forge sous la forme de barres de différentes épaisseurs, et on le livre au commerce. Le charbon en contact avec le fer et à une haute température se combine peu à peu avec les couches qu'il touche, et malgré le partage qui s'établit entre celles-ci et les intérieures, les couches superficielles contiennent plus de carbone que celles qui sont plus centrales. Cet acier a un grain plus fin, plus égal que l'acier naturel : il est aussi plus dur, plus homogène, et plus recherché.

L'acier fondu, le plus homogène de tous et le meilleur, s'obtient en fondant dans des creusets

de terre réfractaire, les deux premières espèces d'acier, après les avoir recouvertes d'une couche de verre pilé et de charbon, pour les préserver de l'action de l'air : on enlève le laitier, on agite bien pour mêler toutes les parties et on le coule en lingots. Il a une couleur grise cendrée, est très-compacte, très-dur, susceptible de prendre le plus beau poli. Comme il est assez fusible, pour le forger et le souder avec lui-même ou le fer, on le chauffe seulement jusqu'à ce que sa surface se ramollisse. Employé pour la confection des instrumens tranchans, pour celle des objets qui exigent une conformité dans leur dureté.

On imite *l'acier damassé*, *acier des Indes*, *Wootz*, en soudant les unes sur les autres des lames d'acier et de fer, faisant rougir le barreau qui en résulte, le forgeant et le tordant, puis soudant entre deux lames ainsi préparées une lame d'acier destinée à faire le tranchant. Les lames ainsi formées, ainsi que les aciers précédens, se moirent par l'action d'un acide faible dans lequel on trempe la lame polie.

Lorsque l'acier a été chauffé et refroidi lentement, ses propriétés sont assez semblables à celle du fer : mais lorsqu'on le fait rougir et refroidir subitement, en le plongeant dans l'eau ou dans quelque autre liquide, ce qu'on appelle *tremper*, il perd de sa ductilité : s'il a été refroidi rapidement, il devient très-cassant : s'il l'a été moins, il est flexible, mais éminemment élastique. Pour le *détremper*, on le fait de nouveau rougir et refroidir lentement. Dans les corps bons conducteurs du calorique, mercure, plomb, étain etc., l'acier acquiert une trempe plus dure que dans l'eau : elle l'est moins dans les huiles, les graisses, les

résines, parce qu'étant moins conductrices de la chaleur, le refroidissement est moins prompt.

Lorsque la trempe est trop dure, on *recuit* l'acier, on diminue sa dureté et sa fragilité en le faisant de nouveau chauffer.

Pour empêcher l'oxidation de l'acier, avant la trempe, on le recouvre d'un solutum de sel marin épaissi par un peu de farine, et le sel par la chaleur forme un enduit vitreux qui s'oppose à l'oxidation : ou on fait chauffer l'acier dans un creuset rempli de substances diverses et on ne le retire qu'au moment de le tremper; ou on enveloppe les morceaux d'acier de tôle recouverte d'argile, on les fait chauffer et tremper en cet état : c'est la *trempe en paquet*.

Les acides font une tache noire sur l'acier, ce qui le distingue du fer. Pour faire l'analyse de l'acier, on le traite par l'acide sulfureux : le fer se dissout, le carbone est mis en liberté, se dépose : on le lave, on le sèche et on le pèse; il va rarement au-delà de six à huit millièmes.

L'acier martelé ou laminé ne contient ni manganèse, ni aluminium. Le charbon, quelques atômes de silicium, sont les seules substances que l'on y trouve combinées avec le fer.

En alliant l'acier avec de petites quantités d'argent, de platine, de chrôme, de nikel, etc., on ajoute considérablement à ses qualités.

L'acier trempé est plus ou moins dur; il résiste à la lime, raie le verre, donne des étincelles avec le caillou : il est susceptible d'un très-beau poli : sa cassure est plus ou moins grenue : il est très-ductile, et malléable quand il n'est pas trempé, sans malléabilité ni ductilité lorsqu'il l'a été : il pèse un peu moins que le fer : un peu plus fusible que celui-ci, il est comme lui doué des pro-

priétés magnétiques, les acquiert plus difficilement, mais les conserve mieux.

La limaille d'acier, un peu moins sujette à s'oxider que celle de fer, et jouissant des mêmes vertus, lui est souvent substituée.

L'acier a dans les arts de nombreuses et utiles applications.

PERCHLORURE DE FER.

Tritohydrochlorate de fer. — On dissout le peroxide de fer dans l'acide hydrochlorique, et on évapore le solutum jusqu'à siccité pour chasser l'excès d'acide. L'oxigène de l'oxide et l'hydrogène de l'eau forment de l'eau et il reste un perchlorure de fer. Il est brun, d'une saveur très-astringente, déliquescent, très-soluble dans l'eau: il rougit les couleurs bleues végétales. Chauffé en vases clos il laisse dégager une partie de son chlore, se transforme en protochlorure qui se sublime en paillettes et en sous-protochlorure fixe.

Le perchlorure de fer dissous dans neuf parties d'eau distillée, constitue *l'eau styptique de Looff*, employée assez fréquemment en Belgique, dans les hémorrhagies utérines dites passives, à la dose de trois à six gouttes toutes les heures ou deux heures dans 125 grammes de tisane mucilagineuse.

En traitant le perchlorure de fer par quatre parties d'éther sulfurique ou hydratique, on obtient la *teinture de bétuchef*. Le perchlorure se sépare en deux. La portion la plus chargée de chlore et contenant très-peu de fer reste en dissolution, et celle qui est insoluble contient très-peu de chlore et beaucoup de fer. On filtre pour séparer le précipité. Ce médicament, très-vanté autrefois dans

les maladies attribuées à l'asthénie et aux spasmes, s'emploie aujourd'hui fort rarement. On en donne de vingt à trente gouttes dans 125 grammes d'eau sucrée.

Le perchlorure de fer sublimé avec douze parties d'hydrochlorate d'ammoniaque, donne les *fleurs ammoniacales martiales* qu'on administre depuis trois jusqu'à quinze grains, en pilules, dans les fièvres intermitentes opiniâtres, compliquées d'obstructions abdominales, dans les affections vermineuses et diverses maladies qu'on croit être la suite d'un défaut général de ton.

IODURE DE FER.

On le forme en traitant à l'aide d'une douce chaleur, dans un ballon de verre, une partie de fer en limaille, trois parties d'iode et vingt parties d'eau distillée. On obtient d'abord un liquide coloré en brun foncé (periodure) qui par l'agitation avec le reste du fer, le dissout peu à peu, se décolore et se transforme en protoiodure.

Ce solutum de protoiodure de fer a une saveur styptique : exposé à l'air, il se trouble, laisse précipiter du peroxide hydraté.

Il sert pour la préparation de l'iodure de potassium (hydriodate de potasse). On verse dans l'iodure de fer liquide un solutum de carbonate de potasse, jusqu'à ce qu'il ne s'y forme plus de précipité et on chauffe, en l'agitant continuellement, pour favoriser la précipitation du carbonate de fer, qu'on sépare par filtration. L'iodure de potassium qui existe dans le liquide filtré peut être recueilli à l'état solide, par évaporation et cristallisation dans une étuve. (*Page* 218).

SULFURE DE FER.

Quoiqu'on rencontre en abondance le fer combiné au soufre dans la nature, dans les laboratoires on le prépare artificiellement, en projetant dans un creuset porté au rouge un mélange de deux parties de limaille de fer et d'une partie de soufre, et chauffant jusqu'à fusion à l'abri de l'air: lorsque la combinaison est fondue, on la coule en plaques plus ou moins épaisses qu'on brise ensuite en morceaux. C'est avec le sulfure ainsi préparé qu'on obtient le gaz hydrosulfurique, en le traitant par l'acide sulfurique faible; mais ce gaz contient toujours une certaine quantité d'hydrogène libre.

CARBONATE DE FER.

Fer spathique. — Il est très-abondant dans la nature, à l'état solide. Il se trouve également dissous à la faveur d'un excès d'acide carbonique, dans la plupart des eaux minérales ferrugineuses. On le prépare en faisant agir de l'eau saturée d'acide carbonique sur de la limaille de fer : l'eau est décomposée et le fer reste dissous à l'état de bicarbonate.

En pharmacie, on le prépare en précipitant un sel soluble de protoxide de fer par le carbonate de potasse ou de soude : il se forme un précipité blanc-verdâtre floconeux de protocarbonate de fer. Mais ce sel est peu stable dans sa composition, car il change de couleur à l'air. Le protoxide absorbe peu à peu l'oxigène, se transforme alors en peroxide de fer et la plus grande partie de l'acide carbonique se dégage. Le même effet arrive quand

ce sel est dissous dans l'eau par un excès d'acide carbonique et que le solutum reste exposé à l'air : alors il se précipite de l'hydrate de peroxide de fer.

Le protocarbonate de fer, séché le plus rapidement possible et à l'abri de l'air autant que faire se peut est employé à l'intérieur comme tonique, emménagogue. On le dit fort utile dans les névralgies à la dose d'un gramme et quart par jour.

Le *safran de mars apéritif* qu'on préparait dans les pharmacies en exposant la limaille de fer à l'action de l'air et de l'humidité, et qu'on connaît généralement sous le nom de percarbonate de fer, n'est qu'un hydrate de peroxide de fer. A mesure que le fer passe à l'état de peroxide, l'acide carbonique qui s'était combiné avec lui à l'état de protoxide, l'abandonne et se dégage à tel point qu'il n'en reste plus lorsque l'exposition à l'air a été longue.

PROTOSULFATE DE FER.

Couperose verte. Vitriol vert. — Il est souvent tout formé à la surface du sulfure de fer natif, par suite de l'action de l'air sur ce minerai. On l'obtient en dissolvant le fer en copeaux ou en limaille dans l'acide sulfurique étendu d'eau : celle-ci est décomposée, l'hydrogène se dégage et l'oxigène s'unit au fer et le convertit en protoxide. Dans les arts, pour l'obtenir plus économiquement, on prend le protosufure de fer qui reste après la décomposition du persulfure dont on a retiré une portion de soufre, ou le protosulfure naturel, et on le grille quelquefois, quand il est trop compacte : on les dispose en plusieurs tas qu'on laisse exposés à l'air, et on les arrose de

temps en temps avec de l'eau. Le fer et le soufre s'oxident peu à peu et se transforment en protosulfate de fer qui cristallise en aiguilles blanches à la surface des sulfures. Si le sulfure naturel est mêlé avec de l'argile, il se produit aussi du sulfate d'alumine par l'action de l'alumine sur le protosulfate de fer formé. La masse effleurie est lessivée avec de l'eau chaude après plus d'un an. On concentre le liquide, on le met dans des cristallisoirs. Le protosulfate de fer se sépare du sulfate d'alumine qui, en raison de sa grande solubilité, reste dans l'eau mère et est ensuite utilisé pour la fabrication de l'alun. Si l'eau de lessivage contenait un excès d'acide, on ajouterait du vieux fer pour qu'il se saturât et cristallisât plus facilement.

Le protosulfate de fer est ensuite purifié par plusieurs cristallisations, et alors il est en prismes rhomboïdaux, obliques, transparens, d'un vert d'éméraude, d'une saveur très-styptique, d'une pesanteur spécifique de 1,8399. A l'air, il s'effleurit un peu et finit par se recouvrir d'une poussière jaunâtre, *sous-tritosulfate*. Chauffé légèrement, il éprouve la fusion aqueuse, perd son eau et se convertit en une masse blanchâtre ; à la chaleur rouge, il se décompose et fournit un peu d'oxigène, un peu de gaz acide sulfureux et des vapeurs blanches très-épaisses et très-acides qui se condensent et se liquéfient par l'abaissement de température, et laisse pour résidu du peroxide de fer. Ce produit liquide est un mélange d'acide sulfurique sec et d'acide sulfurique hydraté et connu sous le nom *d'acide sulfurique glacial et fumant*. Long-temps on a ainsi préparé l'acide sulfurique : aujourd'hui la combustion directe du soufre dans les chambres de plomb a remplacé ce

produit qui ne sert plus que pour quelques branches d'industrie, dissoudre l'indigo, etc.

L'eau froide dissout la moitié de son poids de ce sel et l'eau bouillante les trois quarts. Ce solutum exposé à l'air, en absorbe peu à peu l'oxigène, se colore, se trouble et se transforme en sous-persulfate insoluble et en surpersulfate qui reste en solution dans l'eau.

Le protoxide de fer, dans ce sel, a tant d'affinité pour l'oxigène qu'il réduit les oxides de plusieurs sels des dernières sections : c'est ainsi qu'on prépare l'or très-divisé que l'on emploie pour dorer la porcelaine.

Il est composé d'acide sulfurique 28,9, de 25,7 de protoxide de fer et de 45,5 d'eau.

Il entre dans la composition de l'encre, des teintures en noir, en gris, jaune-orangé : sert pour la fabrication du bleu de Prusse, du colcothar, etc. En médecine, son solutum dans l'eau ou le vinaigre est employé à l'extérieur comme astringent.

Dans le commerce, par préjugé, on préfère celui qui est d'un vert-brun ; aussi dans les fabriques, on y mêle avant la cristallisation, de l'infusum de noix de galles qui en change la couleur sans influer d'une manière sensible sur la qualité.

Pour l'usage interne de la médecine, on le purifie en faisant bouillir son solutum avec de la limaille de fer parfaitement pure, ce qui précipite les autres métaux qui s'y trouvent : on filtre, on fait cristalliser, on sèche les cristaux après qu'ils sont égouttés et on les enferme dans des flacons bien bouchés qui doivent être pleins. Ce protosulfate de fer, bien pur, peut remplacer tous les composés ferrugineux. On l'a aussi fait prendre

avec succès dans les fièvres intermittentes, à la dose de quatre grammes dans un litre d'eau.

Le *persulfate de fer* peut servir à la conservation des pièces anatomiques et remplacer plus économiquement l'alcool et le deutochlorure de mercure, mais il présente un inconvénient réel, c'est de colorer et d'altérer la surface des parties qui s'y trouvent plongées.

NITRATE DE FER.

L'acide nitrique étendu de son poids d'eau, attaque vivement le fer, le fait passer à l'état de peroxide qui s'unit à la portion d'acide non décomposée. Il a une couleur brune-rougeâtre : sa saveur est acide et très-styptique. Il est incristallisable. Evaporé à siccité, tout l'acide est dégagé et il ne reste que du peroxide de fer.

Une partie de nitrate de fer très-concentré et neuf parties d'éther nitrique, constituent la *liqueur éthérée martiale nitrique.*

Parties égales de nitrate de fer, d'alcool et d'huile d'olives, triturées dans un mortier de verre plongé dans un bain-marie tiède, jusqu'à ce que l'union soit parfaite, donnent le *baume d'acier*, vanté jadis, en frictions, contre les douleurs causées par la goutte.

Le nitrate de fer mêlé à un solutum de carbonate de potasse en excès, fournit un liquide alcalin coloré en rouge-jaunâtre, employé autrefois sous le nom de *teinture martiale et alcaline de sthal.*

ACÉTATE DE FER.

Vinaigre chalybé. — L'acide acétique faible dissout le fer avec dégagement d'hydrogène. Par con-

centration et cristallisation, on obtient de petits prismes verdâtres, de saveur styptique. Le solutum de ce sel, exposé à l'air, se convertit en peracétate acide et soluble et en sous-peracétate, qui se précipite en poudre rouge-jaunâtre.

Ce sel dissous dans dix parties d'eau, ajouté à partie égale de miel qu'on fait cuire jusqu'en consistance de sirop, fournit l'*oxymel martial*, que l'on vantait comme fondant et résolutif.

Neuf parties d'acétate de fer liquide, deux d'alcool et deux d'éther acétique, donnent *l'éther acétique ferré* de Klaproth, qui remplace aujourd'hui la teinture de bétuchef, formée de perchlorure de fer et d'éther sulfurique.

Quelquefois on prépare une *bière martiale*, en faisant digérer à froid une partie d'oxide noir de fer dans trois cents de bière forte.

Le peracétate de fer impur, (pyrolignite de fer) est d'un usage très-fréquent dans la teinture. On le préfère au sulfate de fer, parce que l'acide altère moins les tissus et cède plus facilement un oxide qui produit immédiatement le noir dans toute son intensité.

MALATE DE FER.

L'acide malique forme avec le fer un solutum de couleur brune qui ne donne point de cristaux. L'eau est décomposée, l'hydrogène se dégage et le fer oxidé se dissout dans l'acide. On ne prépare jamais ce sel à l'état de pureté pour les usages de la pharmacie : il est toujours mêlé avec de l'acétate de fer et beaucoup d'autres substances lorsqu'il est employé comme médicament.

Pour préparer l'*extrait de mars pommé*, on prend une partie de limaille de fer porphyrisée et

quatre de suc récemment exprimé et dépuré de pommes aigres : on expose pendant plusieurs jours ce mélange à une chaleur de 40° : on fait bouillir après jusqu'à réduction de moitié : on filtre et on réduit en consistance d'extrait par l'évaporation. La dose de cet extrait est de demi-gramme à un gramme, sous forme de pilules, et on l'emploie comme tonique. Son solutum est usité dans les mêmes cas.

TARTRATE DE POTASSE ET DE FER.

On l'obtient en faisant bouillir dans l'eau parties égales de bitartrate de potasse et de limaille de fer porphyrisée. Ce métal, en présence de l'excès d'acide tartrique du bitartrate, décompose l'eau, d'où résulte un dégagement de gaz hydrogène et du tartrate de fer qui se combine au tartrate de potasse. On filtre le liquide, on évapore convenablement, et le tartrate de potasse et de fer cristallise en petites aiguilles verdâtres, d'une saveur très-styptique, déliquescentes, très-solubles dans l'eau ainsi que dans l'alcool affaibli.

Il a les mêmes propriétés que les autres préparations de fer, seulement son action est moins énergique. C'est pourquoi on l'administre de préférence aux enfans, dans les cas où l'usage des martiaux est réclamé.

Teinture de mars tartarisée. — On fait un solutum aqueux de tartrate de potasse et de fer qui marque 32° à l'aréomètre. On mêle quatre parties de ce liquide et une d'alcool à 20°. Employé à l'intérieur comme tonique, le plus souvent à l'extérieur comme astringent et résolutif dans les contusions, les entorses, etc.

Boules de mars. Boules de Nancy. Boules d'a-

cier. — On fait bouillir dans l'eau parties égales de limaille de fer et de tartre rouge. Lorsque ce mélange a acquis une consistance d'extrait, on y ajoute une certaine quantité d'espèces vulnéraires en poudre, pour amener le tout à l'état de pâte ferme qu'on abandonne à elle-même pendant une quinzaine de jours. Au bout de ce temps on pulvérise cette masse qui s'est endurcie; on la mêle avec son poids de tartre rouge, et on en fait une bouillie liquide avec un decoctum de plantes vulnéraires. On évapore de nouveau dans une marmite de fer jusqu'en consistance d'extrait, en ayant soin de bien agiter la matière, et lorsqu'elle est arrivée au point de se solidifier par le refroidissement, on en fait des boules du poids de 32 à 64 grammes qu'on dessèche à l'air sec.

Les boules de mars sont très-employées comme tonique et astringent dans les maladies attribuées à l'asthénie, à la dose de cinq à dix grains pour les enfans, trente à quarante pour les adultes, plusieurs fois par jour : on en fait usage aussi à l'extérieur comme astringent et vulnéraire, après les avoir delayées avec un peu d'eau ou d'alcool faible.

En ajoutant à cinq parties de boules de mars pulvérisées, une partie de benjoin en poudre et autant de térébenthine pour pouvoir en former une pâte qu'on divise et qu'on fait sécher à l'air, on a les *boules de melsheim.*

Le *vin chalybé* se prépare aujourd'hui en mêlant une partie de teinture de mars tartarifée à trente-deux de vin blanc et généreux.

CYANURE DE FER.

Hydroferrocyanate de fer. Bleu de Prusse pur. — On fait dissoudre dans l'eau du cyanure ferruré

de potassium (hydroferrocyanate de potasse) et on y ajoute un solutum de sulfate de fer jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité. On filtre, on lave, on sèche et on conserve le précipité.

On se procure aussi le cyanure de fer en traitant par l'acide sulfurique ou hydrochlorique, le bleu de Prusse du commerce, jusqu'à ce que le solutum acide ne précipite plus d'alumine par un excès d'ammoniaque.

On l'emploie, à la dose de quatre à cinq grains, trois fois par jour, dans le traitement des fièvres intermitentes et rémittentes. A la dose d'un grain à six grains, il est, dit-on, très-utile dans l'épilepsie qui ne dépend pas de quelque lésion organique.

CARACTÈRES DES SELS DE FER.

Ils sont tous colorés : ceux de protoxide ont une couleur verte plus ou moins pâle, et le solutum de ceux de peroxide est jaune orangé ou rougeâtre suivant l'état de concentration. Tous ont une saveur astringente.

Les sels de protoxide précipitent en flocons blancs par les alcalis, et ce précipité ne tarde pas à devenir vert sombre au contact de l'air, et ensuite jaune-rougeâtre : ceux de peroxide précipitent de suite en jaune-rougeâtre.

Dans les sels protoxidés, l'acide hydrosulfurique n'apporte aucun changement : dans les peroxidés, il ramène le fer à l'état de protoxide et laisse précipiter du soufre sous forme de poudre blanche-jaunâtre. Les hydrosulfates forment un précipité noir dans tous les sels de fer.

Dans les sels protoxidés, l'hydroferrocyanate de potasse détermine un précipité blanc qui bleuit

peu à peu à l'air et devient d'un bleu foncé par l'eau chlorurée, et le précipité est de suite bleu foncé, si le fer est peroxidé.

L'infusum de noix de galle n'occasionne aucun effet dans les sels protoxidés, mais il s'y manifeste de suite une couleur noire bleue par l'addition d'eau chlorurée. Si le sel est peroxidé, il donne immédiatement une couleur noire bleue.

Le sulfocyanate de potasse dévéloppe une couleur rouge du sang, sans précipitation, dans les sels de fer peroxidés.

Le benzoate d'ammoniaque ne précipite point les sels de fer protoxidés et précipite en jaune les sels peroxidés.

Le succinate d'ammoniaque n'apporte aucun changement dans les sels protoxidés, mais quand le fer y est à l'état de peroxide, il y a un précipité de couleur de chair.

ÉTAIN.

Jupiter. — Ce métal ne se trouve pas à l'état natif dans la nature : il n'y existe que sous deux combinaisons : le sulfure d'étain est toujours mêlé au sulfure de cuivre, et ne se trouve qu'en très-petites quantités dans les mines qui renferment de l'étain et du cuivre. L'oxide d'étain, seul minéral duquel on extrait l'étain, se trouve en général dans les terrains anciens ou dans les dépôts d'Alluvion. En France on en trouve un peu à St. Lèonard, près de Limoges, dans les roches granitiques placées entre le gneiss et le micaschiste, et dans les alluvions de Piriac en Bretagne.

Les minerais en filon ou amas ont d'abord besoin d'être bocardés, lavés, puis grillés, à cause des sulfure et arséniure de fer, etc., qu'ils ren-

ferment, tantôt en plein air, tantôt dans le fourneau à reverbère. Souvent on les lave encore après pour les débarrasser des sulfates de fer et de cuivre qui se sont formés et que l'on recueille par l'évaporation de l'eau. L'étain des terrains d'Alluvion est préférable parce qu'il n'est accompagné d'aucune substance étrangère pesante, et n'a besoin que d'un lavage pour être à peu près pur. Le minerai préparé est fondu avec le charbon de bois ou la houille, soit dans le fourneau à manche, soit dans le fourneau à reverbère, ou enfin dans de grands fourneaux analogues à ceux dans lesquels on fond les minerais de fer. On le purifie par une seconde fusion au milieu des charbons. Celui d'Angleterre et d'Allemagne contient un peu de cuivre et de plomb; celui des Indes est plus pur et plus estimé.

L'étain, à l'état de pureté, a la couleur blanche et brillante de l'argent. Il a une saveur désagréable, et lorsqu'on le frotte, il produit une odeur particulière. Sa dureté est moyenne entre celle de l'or et du plomb. On le raie avec l'ongle et il se laisse très-aisément couper au couteau. Il est flexible. Lorsqu'on le plie, il fait entendre un petit bruit qui est dû à la séparation et au frottement des cristaux, et qu'on appelle *cri de l'étain*. L'intensité de ce cri sert en quelque sorte à reconnaître la pureté de l'étain, parce qu'il est très-faible lorsqu'il est allié avec quelques autres métaux. Sa pesanteur spécifique est de 7,291. Il est très-malléable : il se réduit facilement en lames minces sous le laminoir et sous le marteau. Sa qualité sonore est faible.

L'étain se fond à la température de + 228°. Il se réduit en vapeurs, mais très-difficilement, par

un courant de gaz : en se refroidissant il cristallise en prismes rhomboïdaux.

L'oxigène et l'air, à la température ordinaire, n'agissent pas sensiblement sur l'étain : seulement il perd son éclat, et sa surface devient noire-grisâtre. Fondu au contact de l'air, la surface du bain d'étain se recouvre d'une pellicule grisâtre, mélange de protoxide et d'étain, employé comme anthelmintique. En continuant à chauffer le métal fondu, l'oxide change de couleur, et passe par degrés au peroxide, qui est blanc. Si lorsque l'étain est fortement chauffé en vases fermés, on le met en contact avec l'air, il s'oxide promptement en prenant feu et se convertit en oxide d'une couleur blanche.

L'étain, à la température ordinaire, n'a aucune action sur l'eau, mais à une chaleur rouge il la décompose en absorbant rapidement l'oxigène et en dégageant l'hydrogène.

L'étain est très-bon conducteur de l'électricité: en contact avec les nerfs et en communication avec un autre métal, il est employé dans les expériences d'électricité animale.

On fait avec l'étain des moules pour un grand nombre d'arts, des vases destinés à contenir des liquides. Pour que ce métal ait plus de solidité, on lui ajoute un peu de plomb. Autrefois on fabriquait beaucoup de vaisselle d'étain ; il sert de doublure à des caisses : on en fabrique des tuyaux d'orgue : il est la base de l'alliage sur les plaques duquel on grave la musique. On orne et l'on couvre avec lui des décorations très-brillantes. On l'emploie en filets ou en plaque sur les meubles de bois précieux : on en applique les feuilles sur un grand nombre de machines de physique et

surtout sur celles qui servent aux expériences électriques.

L'étain n'étant que très-peu attaqué par les acides végétaux, tandis que le cuivre l'est facilement, on se garantit des dangers de ce dernier métal en recouvrant sa surface d'une légère couche d'étain.

L'alliage du fer et de l'étain, *fer-blanc*, préparé par l'immersion prolongée de feuilles de tôle bien décapées dans un bain d'étain, moins oxidable que le fer, est employé pour la confection d'une infinité de vases et d'ustensiles. L'étain, appliqué à la surface du fer-blanc, présente une cristallisation qu'on rend très-visible par l'action des acides. Les ramifications qui apparaissent alors sur le fer-blanc sont connues sous le nom de *moiré*.

Les épingles sont blanchies avec une couche d'étain. Allié au cuivre dans différentes proportions, il fournit le bronze, le métal des canons, des cloches. Avec le mercure il sert à étamer les glaces, à faire les miroirs, et cet alliage est employé comme vermifuge. Allié à deux parties de plomb il constitue la soudure des plombiers, alliage plus fusible que l'un et l'autre de ces métaux.

POUDRE D'ÉTAIN.

On la prépare de diverses manières. Tantôt on divise ce métal avec une lame très-fine, et on passe au tamis de soie : tantôt on fait fondre l'étain, on le jette ainsi fondu dans une boîte de bois sphérique qu'on ferme et qu'on remue vivement. Par cette agitation, il se sépare et se fige en petites parcelles dont on sépare la poussière la plus fine par un tamis de soie. D'autres pren-

nent l'étain en feuilles et le broyent avec partie égale de sucre blanc : on tamise, on lave la poudre avec une grande quantité d'eau qui dissout le sucre et il ne reste que la poudre d'étain qu'on fait sécher et qu'on tamise de nouveau.

Cette poudre est très-employée, en Angleterre, comme vermifuge, à la dose de deux grammes, deux ou trois fois par jour. On l'a aussi vantée dans le traitement de plusieurs maladies, mais elle ne paraît utile que comme anthelmintique.

PROTOCHLORURE D'ÉTAIN.

Sel d'étain. — On traite l'étain en grenailles par l'acide hydrochlorique, à chaud. Le métal en agissant sur l'acide, le décompose, en dégage l'hydrogène, s'empare du chlore pour passer à l'état de protochlorure soluble. Par l'évaporation à l'abri de l'air, on obtient, si elle est ménagée, des cristaux en octaèdres assez volumineux, et si le liquide est très-concentré, des cristaux en petites aiguilles blanches, dont la saveur est styptique, et qui rougissent le tournesol. Leur odeur, comparée à celle du poisson, est extrêmement tenace, et les doigt qui en ont touché, en restent longtemps imprégnés. Soumis à l'action de la chaleur, ils sont en partie décomposés par l'eau qu'ils renferment, donnent du gaz hydrochlorique et du protoxide d'étain qui reste uni au protochlorure fondu. Le solutum de protochlorure d'étain se trouble peu à peu, devient laiteux par le contact de l'air dont il absorbe l'oxigène et laisse précipiter du peroxide d'étain hydraté. Le chlore mis à nu se porte sur le reste du protochlorure et le convertit en deutochlorure qui reste dissous dans l'eau. La grande avidité de ce protochlorure pour

l'oxigène fait qu'on l'emploie souvent pour désoxigéner les corps. Il a la propriété de colorer en pourpre le solutum d'or et de le précipiter à l'état métallique : ce précipité, *pourpre de cassius*, employé en médecine et dans les arts, est un mélange de deutoxide d'étain, et d'or dans un grand état de division. Le protochlorure d'étain est composé de métal 100 et 60,71 de chlore. Il était très usité autrefois pour la fixation de certaines couleurs sur la laine : il l'est beaucoup moins aujourd'hui et le deutochlorure lui a été substitué avec avantage dans plusieurs circonstances.

DEUTOCHLORURE D'ÉTAIN.

Liqueur fumante de libavius. — On l'obtient en chauffant l'étain dans le gaz chlore sec : en exposant au feu un mélange en poudre de deutochlorure de mercure et d'étain allié au tiers de son poids de mercure : l'étain s'empare du chlore et se convertit en deutochlorure très-volatil, qui vient se condenser dans un récipient refroidi par des linges mouillés. Le mercure reste au fond de la cornue allié à la portion excédante d'étain. On conserve le deutochlorure dans des flacons à l'émeril, dont le bouchon soit enduit d'une légère couche d'huile, sans cela on éprouve les plus grandes difficultés à les déboucher.

Le deutochlorure d'étain est un liquide parfaitement incolore et transparent : son odeur est piquante et insupportable : sa saveur acide, très-caustique. Quand on lui donne le contact de l'air, il s'exhale en fumées blanches et épaisses qui absorbent l'humidité atmosphérique. Il se solidifie et prend la forme cristalline quand on y ajoute une petite proportion d'eau. On entend une sorte

de crépitation au moment où ces deux corps se combinent; en versant une plus grande quantité d'eau, tout se dissout. Son solutum ne se trouble point au contact de l'air, ne précipite point en pourpre le solutum d'or comme le protochlorure d'étain. Le deutochlorure est anhydre et contient étain 100 et, 121,42 de chlore.

Dans les arts, on le prépare plus économiquement en faisant passer un courant de chlore dans un solutum de protochlorure d'étain, jusqu'à ce qu'il colore à peine le solutum d'or et faisant concentrer convenablement pour son emploi; ou en dissolvant l'étain en grenaille et peu à peu dans un mélange de trois parties d'acide hydrochlorique contre une d'acide nitrique. C'est un des principaux mordans employés en teinture : on s'en sert pour la fixation de certaines couleurs surtout des rouges, dont il rehausse beaucoup l'éclat, et principalement de l'écarlate.

On l'employait autrefois à l'intérieur, comme vermifuge, à la dose d'un grain à deux, mais on l'a abandonné parce que c'est un purgatif violent.

PROTOSULFURE D'ÉTAIN.

Il existe dans la nature, mêlé avec celui de cuivre : on le prépare artificiellement par le mélange de trois parties d'étain limé et tamisé avec une de soufre sublimé, qu'on met dans un creuset sur les charbons ardens. On chauffe jusqu'à ce qu'il se manifeste une flamme très-vive : alors on retire le creuset du feu, on le ferme avec un couvercle de terre et on laisse refroidir. L'excès du soufre s'est volatilisé, a brûlé à l'air et l'étain en a retenu une proportion définie pour passer à l'état de sulfure.

Il est d'un gris bleuâtre, inodore, insipide, cristallisé en larges lames brillantes, indécomposable par la chaleur seule, décomposé avec le contact de l'air en gaz acide sulfureux qui se dégage et en deutoxide d'étain. Il est composé d'étain 100 et 27, 2 de soufre. On peut l'obtenir aussi en précipitant un sel de protoxide d'étain par l'acide hydrosulfurique ou par un hydrosulfate : il est alors en flocons bruns marrons qui se fondent à une douce chaleur en une masse noirâtre cristalline.

Pour les usages de la médecine, on le porphirise et on le prescrit seul, ou avec le sucre, la magnésie, la poudre de semences d'anis, etc. La dose est de deux à quatre gram., deux à quatre fois par jour. Quarante huit grammes produisent ordinairement l'effet désiré sur le tœnia. Quand ce remède a été porté à une plus forte dose, il est nécessaire d'administrer un purgatif pour compléter la cure et évacuer le ver. Ce sulfure est jugé par les médecins d'Italie non moins efficace que l'étain et plus certain que celui-ci dans ses effets.

PERSULFURE D'ÉTAIN.

Or mussif. Or de Judée. On le prépare en soumettant à l'action d'une douce chaleur, et pendant plusieurs heures, dans un matras de verre luté, un mélange d'une partie d'alliage de quantités égales d'étain et de mercure, une partie et demie de soufre sublimé et une partie d'hydrochlorate d'ammoniaque. Les réactions qui se produisent dans cette opération sont très-compliquées et encore fort obscures. On trouve au fond du matras une masse très-légère, formée de petites paillettes jaunâtres brillantes, qui est le per-

sulfure d'étain. Il est doux au toucher, et donne aux corps sur lesquels on le frotte un aspect jaunâtre, métallique, un peu analogue à celui que donne la poudre d'or. Chauffé au rouge obscur, il abandonne du soufre et se transforme en protosulfure : une petite partie du deutosulfure se sublime.

On l'obtient aussi en faisant chauffer un mélange de parties égales de protosulfure d'étain et de sulfure de mercure : en soumettant à l'action de la chaleur, un mélange de deux parties de soufre et d'une d'oxide d'étain; en faisant passer du soufre en vapeurs dans un tube de verre presque incandescent et renferment du protosulfure : en exposant à une douce chaleur un mélange de protosulfure d'étain, de soufre et de sel ammoniac. Il est composé d'étain 100 et 54,4 de soufre.

Il est employé pour bronzer les statues de plâtre, le bois peint : pour frotter les coussins des machines électriques, ce qui augmente beaucoup la quantité d'électricité qu'elles développent.

En médecine, on l'emploie surtout contre le tœnia. On triture trois parties de persulfure d'étain avec une de mercure, jusqu'à ce que celui-ci soit parfaitement éteint. On donne cette poudre depuis huit grammes jusqu'à seize, le matin dans la conserve d'absinthe.

PROTOXIDE D'ÉTAIN.

On traite l'étain par l'acide hydrochlorique et on précipite ce solutum étendu d'eau par l'ammoniaque en excès. Si on employait la potasse ou la soude qui dissolvent ce protoxide, après avoir filtré le solutum on y verserait de l'acide hydrochlorique pour neutraliser l'alcali et précipiter

l'oxide d'étain qui se présente sous la forme de flocons blancs hydratés. On le sépare par la filtration, on le lave, on le chauffe à l'abri de l'air et il abandonne son eau. Dans cet état, c'est une poudre grise noirâtre, inodore, insipide. Chauffé au contact de l'air, il prend feu, et passe à l'état de peroxide. Le protoxide dissous dans les alcalis ou les acides, se convertit aussi en peroxide, même à la température ordinaire, et il est si avide d'oxigène qu'il l'enlève à beaucoup de corps. Il est composé d'étain 100 et 13, 55 d'oxigène.

Usité surtout contre le tœnia à la dose de cinq à six grains.

PEROXIDE D'ÉTAIN.

Acide stannique. Abondant dans la nature, surtout dans les Indes orientales : c'est de cet oxide naturel qu'on retire l'étain. On peut l'obtenir par la calcination de l'étain à l'air. On le forme plus facilement en traitant l'étain en limaille par l'acide nitrique concentré. Il se dégage subitement et abondamment de l'azote ou du deutoxide d'azote: l'étain est converti en deutoxide. On le lave et l'on a une poudre blanche, insoluble, indécomposable par la chaleur, fusible à une chaleur rouge, rougissant légèrement le tournesol, saturant la potasse et la soude et formant des sels cristallisables. Il est composé d'étain 100 et 27, 2 d'oxigène. Il est électronégatif par rapport aux autres oxides métalliques.

On emploie cet oxide dans les arts pour la fabrication des émaux blancs opaques qui recouvrent la plupart des poteries grossières et même de faïences, pour empêcher de voir la coloration de la pâte. Une très-petite quantité de cet oxide fondue

avec du verre suffit pour lui donner un aspect laiteux. En calcinant à l'air un alliage d'étain et de plomb, on obtient la *potée d'étain*, mélange de protoxide de plomb et de peroxide d'étain, qui est usité pour donner un certain poli aux glaces.

En médecine, on l'employait beaucoup autrefois, mélangé avec l'acide antimonique sous le nom de *bézoard d'étain ou de Jupiter*, *antihectique de la poterie*. On se procurait ce remède en projetant dans un creuset incandescent, un mélange pulvérulent de 15 parties de nitre, 4 d'antimoine et 5 d'étain. Après la détonation complète du nitre, on lavait avec soin pour qu'il ne restât plus de potasse et on faisait sécher. On croyait cette préparation propre à arrêter le flux de sang et de semence, et à diminuer les sueurs colliquatives des phthisiques, et on l'employait, matin et soir, à la dose de deux grammes. Malgré les éloges des anciens, on a presque généralement renoncé à ce médicament qui est très-peu actif.

CARACTÈRES DES SELS D'ÉTAIN.

Plus ou moins solubles dans l'eau : incolores pour la plupart, quelques-uns ayant une teinte jaunâtre ou brunâtre ; leur saveur est fortement stiptique. Leur solutum est précipité en flocons blancs par les alcalis, mais un excès de potasse ou de soude les redissout : le protoxide en brun chocolat, le peroxide en jaune pâle, par l'acide hydrosulfurique, par l'hydrosulfate de potasse : en jaunâtre, par l'infusum de noix de galles : en blanc par l'hydroferrocyanate de potasse : avec un solutum d'or, celui de protoxide d'étain forme un précipité dont la couleur varie du brun violet au pourpre (précipité pourpre de cassius) suivant

la quantité de liquide, et celui de deutoxide n'apporte aucun changement. Avec le solutum de perchlorure de mercure, le précipité dans les sels à protoxide d'étain est noir : dans ceux à peroxide il est blanc. Une lame de zinc, plongée dans le solutum de protoxide d'étain, lui enlève l'oxigène, le réduit et il se précipite alors sous forme de lames cristallisées.

ARSENIC.

Ce métal est assez commun dans les divers dépôts métallifères, mais il y est rarement pur : il contient ordinairement un peu d'antimoine, d'argent ou de cobalt. L'arseniure d'argent se trouve en petits nids compactes. L'arseniure d'antimoine existe en assez grande quantité. L'arseniure de cobalt appartient particulièrement aux mines d'argent et de cuivre pyriteux. On connaît aussi un arseniure double de cobalt et de fer. L'arseniure de nikel se trouve en petites masses, toujours mêlé avec du cobalt, dans tous les gîtes de ce dernier.

Le sulfure rouge d'arsenic, *réalgar*, et le sulfure jaune ou *orpiment*, se trouvent dans l'intérieur de quelques filons, dans les produits des solfatares et même ceux immédiats des volcans. Le sulfo arseniure de nikel se trouve dans les mines de cobalt. Le sulfo arseniure de cobalt, *cobalt gris*, existe en amas assez considérable dans les mines de cuivre pyriteux que l'on trouve surtout dans le terrain de gneiss. Le sulfo arseniure de fer, *mispikel*, est peu abondant quoiqu'il ne soit pas rare. Le sulfo arseniure d'argent a été observé dans plusieurs contrées, mais il est en petites quantités. Le sulfo arseniure de cuivre, *tennantite*, *cuivre gris arsenifère*, est assez commun

dans les mines de cuivre pyriteux, d'argent et de plomb.

L'oxide d'arsenic existe dans diverses localités, mais en petite quantité et rarement à l'état de pureté, et parmi les productions volcaniques.

L'arseniate de plomb, *massicot natif*, se trouve dans les mines de sulfure de plomb, mais il n'est que dans quelques localités. L'arseniate de chaux ou *pharmacolite*, existe en très-petite quantité dans les mines de cobalt. L'arseniate de cobalt, sans être abondant, est assez commun, mêlé avec l'arseniure et le sulfo arseniure de cobalt. On en trouve deux espèces très-distinctes, dont l'une donne de l'acide arsenieux par sublimation, et l'autre n'en donne pas. L'arseniate de nikel se trouve en matière verdâtre, pulvérulente, à la surface l'arseniure de nikel. L'arseniate de cuivre octaèdrique ou rhomboédrique ou prismatique se rencontre dans les mines de cuivre arsenifère. L'arseniate de fer, *scorodite*, ne s'est encore trouvé d'une manière distincte que dans quelques mines d'étain.

On obtient l'arsenic en purifiant par la sublimation l'arsenic natif qu'on trouve dans le commerce sous les noms de *tue-mouche*, *cobalt*, et sous la forme de masse cristalline et noirâtre. A cet effet on le met dans une cornue de grès à long col : on la dispose dans un fourneau à reverbère, de manière que tout le col soit presque hors du fourneau : on la bouche avec un bouchon percé d'un petit trou pour laisser dégager l'air, et on la chauffe peu à peu jusqu'au rouge; l'arsenic se sublime, se condense et se moule dans le col, tandis que le fer ou les autres matières que l'arsenic contient, restent au fond de la cornue. Après le refroidissement, on casse le col de la cornue, on

retire l'arsenic, et on le conserve dans des flacons à large ouverture et bouchés à l'émeril : s'ils étaient bouchés avec du liége, l'arsenic se ternirait, par rapport à l'humidité plus ou moins grande de l'air, dont une portion s'infiltre presque toujours à travers les gros bouchons de liége. Dans les arts, pour l'obtenir en grand, on se sert de cornues de fonte qui communiquent à de larges cylindres où ce métal va se condenser. Quelquefois on extrait encore, dans les laboratoires, l'arsenic de l'oxide de ce métal, en faisant une pâte de cet oxide avec du savon et traitant par le feu.

L'arsenic, récemment sublimé, est gris, brillant comme l'acier poli : fragile, à texture grenue, quelquefois un peu lamelleuse ou plutôt écailleuse. Frotté entre les mains, il leur communique une odeur sensible : il n'a point de saveur. Sa pesanteur spécifique est de 5,959. A 180° de chaleur il se sublime lentement sans fondre et cristallise en tétraèdres réguliers sur les parois du vase. Au-dessus de 180°, la sublimation est d'autant plus rapide, sans fusion, que le degré de chaleur est plus grand. On ne peut fondre l'arsenic que sous une pression plus grande que celle de l'atmosphère, en l'enfermant dans un tube fermé par les deux bouts : ainsi fondu, on peut le couler en lingots ou en lames. A la température ordinaire, l'arsenic n'agit sur l'air et le gaz oxigène qu'autant qu'ils sont humides : dans les deux cas, l'action est lente, et le produit qui se forme est noir et un mélange d'oxide et de métal. A une température élevée, il agit fortement sur l'oxigène sec ou humide, l'absorbe rapidement en brûlant avec une flamme blanche bleuâtre, et il en résulte un oxide blanc, qui se dégage en vapeurs épaisses, répand une odeur très-prononcée, se rapprochant

de celle de l'ail ou du phosphore et se condense sur les corps froids. Cette odeur est caractéristique et les vapeurs sont dangereuses à respirer. Il n'a d'action sur l'eau privée d'air, ni à froid, ni à chaud : mais si l'eau contient de l'air ou est en contact avec lui, l'arsenic s'oxide peu à peu, se dissout dans l'eau qui est alors capable d'agir comme poison.

Pulvérisé, mis sur un vase à grande surface et recouvert d'eau, l'arsenic sert à faire périr les mouches, mais ce moyen n'est pas sans danger. On s'en est servi jusque dans ces derniers temps pour fondre le platine et le mettre en lingots, aujourd'hui on ne le regarde plus nécessaire pour cela. Uni au platine, à l'étain et au cuivre, il forme un alliage propre à faire des miroirs de télescope. Uni à dix parties de cuivre, il constitue un alliage blanc, d'un éclat assez semblable à celui de l'argent, dont on fabrique divers petits ustensiles et ornemens, très-fragiles, et qui s'oxidant avec assez de facilité par le simple frottement, sont toujours redoutables.

ACIDE ARSÉNIEUX.

Arsenic blanc. Oxide d'arsenic. — Celui du commerce est obtenu en grillant les mines de cobalt dans des fourneaux à reverbère munis de longues cheminées horizontales : l'arsenic s'oxigène, se convertit en acide arsénieux, et vient se condenser dans ces cheminées. On le purifie par une nouvelle sublimation dans des marmites de fonte recouvertes de chapiteaux coniques, où il s'attache et se solidifie.

On le trouve en masse vitreuse, demi-transparente ou opaque, suivant qu'il a été ou non exposé

à l'air. Il n'a point d'odeur : sa saveur, peu sensible d'abord, devient âcre et nauséabonde : il excite fortement la salive : pris intérieurement, il produit sur les parties qu'il touche des taches rouges, gangréneuses, et les ulcère et les troue promptement : aussi est-ce un des poisons les plus actifs pour l'homme et les animaux, et donne-t-il la mort à très-petite dose. Sa pesanteur spécifique est de 3,738. Il est volatil au-dessous de la chaleur rouge cerise et se condense, suivant l'activité du refroidissement, en cristaux tétraèdres transparens, ou en une masse vitreuse. S'il a le contact de l'air, lorsqu'il est exposé à la chaleur, il s'exhale en fumées blanches, d'une odeur alliacée, dangereuses à respirer. L'eau froide dissout un centième de cet acide et l'eau bouillante un dixième. Ce solutum est incolore, inodore, rougit légèrement la teinture de tournesol, a une saveur âcre, et sature les bases alcalines. L'acide arsénieux est composé de 100 parties d'arsenic et de 31,907 d'oxigène.

L'acide arsénieux est très-employé pour la fabrication de certaines couleurs, de plusieurs vernis. Certains verriers en portent de temps en temps jusqu'au fond des pots où le verre se fabrique : l'acide arsénieux, en se sublimant, agite la matière, favorise le mélange et hâte la vitrification.

Sa propriété vénéneuse le rend propre à la destruction des animaux qui nous sont nuisibles, aussi est-il connu sous le nom de *mort aux rats.* On en fait ordinairement une pâte avec des noix ou des amandes pilées, de la farine et de la graisse: quelquefois même on ajoute à ce mélange des grains de fenouil qui, par leur odeur, attirent ces animaux. Le mélange d'acide arsénieux et de farine, ayant la couleur blanche de la farine, et

étant très-dangereux, occasionne des accidens nombreux. On ne délivre, il est vrai, l'acide arsénieux qu'aux personnes qui en font usage dans l'exercice de leur art, ou à celles qui pour détruire les rats et les souris qui font de si grands ravages dans les grains et surtout dans les campagnes, sont munies d'une attestation du maire, mais comme les funestes méprises et les crimes se renouvellent trop souvent, on devrait chercher une substance autre que cet acide, qui fut propre à détruire les animaux malfaisans.

Pour reconnaître jusqu'à un cent millième près la présence de cette substance si redoutable, il suffit de verser de l'acide hydrosulfurique dans les liquides où on soupçonne sa présence ou de traiter les matières suspectes par l'eau distillée, filtrer, et on obtient plus ou moins promptement un précipité jaune de sulfure d'arsenic. Lorsque la quantité d'arsenic est très-petite, le précipité ne se manifeste quelquefois qu'au bout de deux heures. L'oxigène de l'acide arsenieux s'unit à l'hydrogène de l'acide hydrosulfurique pour former de l'eau, tandis que le soufre se combine à l'arsenic et produit un sulfure qui se dépose. Les hydrosulfates ne forment point de précipité avec le solutum d'acide arsenieux, mais si l'on y ajoute un acide, il se précipite des flocons jaunes de sulfure d'arsenic. Le solutum de sulfate de cuivre ammoniacal y développe sur-le-champ un précipité vert-d'herbe, *arsenite de cuivre*. Le solutum de nitrate d'argent, mêlé à l'eau qui contient de l'acide arsenieux que l'on sature par la potasse, y produit un précipité jaune pâle. En plaçant une lame de zinc dans l'eau qui contient de l'acide arsenieux, et acidulant par un peu d'acide sulfurique, l'arsenic est réduit et précipité en flocons

noirs. Quelquefois on trouve dans l'estomac où dans les matières évacuées une poudre blanche, qui traitée par du charbon et du carbonate de potasse, donne un sublimé de couleur d'acier. Ce sublimé et tous les divers précipités obtenus par les moyens qui viennent d'être indiqués, rassemblés et placés sur un fer rouge, exhalent l'odeur particulière de l'arsenic et décèlent sans aucun doute l'existence de ce métal.

Les émétiques, pour évacuer l'arsenic que l'on peut avoir avalé, et l'eau qui tient un peu de sulfure de potassium, afin que le soufre s'unissant à l'arsenic diminue sa causticité, sont les seuls moyens connus jusqu'à présent, pour combattre l'empoisonnement par l'arsenic. On devrait bannir entièrement ce métal de la société, puisque les ouvriers qui l'emploient dans les arts sont très-souvent attaqués de maladies nerveuses.

Le solutum d'acide arsenieux dans cent parties d'eau distillée, est employé à la dose de deux gr., dans les affections cutanées, les rhumatismes chroniques, les ulcères scrofuleux, plusieurs affections d'un type intermittent, dans les tuméfactions et ulcérations des os, et on augmente par degrés. On fait entrer l'acide arsenieux dans une poudre fébrifuge et la dose qu'on en donne deux heures avant le peroxisme, par-dessus laquelle on fait boire un verre d'infusum de camomille, n'excède pas un huitième de grain d'arsenic. Il entre dans les pilules asiatiques *(vol. 1, page 361)*, employées contre la lèpre tuberculeuse, les dartres rebelles et la morsure des animaux venimeux. On en prépare une poudre escarrotique, *poudre de Ronsselot*, pour l'extérieur, en mêlant une partie d'acide arsenieux et seize de sulfure rouge de mercure ou cinabre. On humecte cette poudre

avec un peu d'eau gommée et on en forme une pâte pour couvrir les ulcères cancéreux, surtout ceux de la peau du visage.

ARSENITE DE POTASSE (liquide).

Ligueur de Fowler. — On fait dissoudre à chaud, dans cent parties d'eau distillée une partie d'acide arsenieux et une demi-partie de carbonate de potasse. On remplace le peu d'eau qui s'est évaporé. La dose est de trente gouttes pour les adultes, de six à seize pour les enfans, dans une cuillerée d'eau. On fait prendre ce liquide durant l'apyrexie des fièvres intermittentes, quatre fois dans la journée. On le vante contre les migraines périodiques, quelques affections chroniques des viscères lorsqu'il n'y a pas d'accélération de circulation et les affections cutanées rebelles.

Dans les arts, ce sel est employé pour faire le *vert de schéele* ou arsenite de cuivre : on verse un solutum d'arsenite de potasse dans un autre de sulfate de cuivre : il se forme un précipité d'un beau vert, qui est employé en peinture par les fabricans de papiers peints, mais il s'altère à la lu nière et à l'air.

ACIDE ARSENIQUE.

Dans les laboratoires on l'obtient en traitant l'acide arsenieux par quatre parties d'acide nitrique : en chauffant ces deux substances, l'acide arsenieux est dissous et transformé en acide arsenique par une portion de l'oxigène de l'acide nitrique. On concentre jusqu'en consistance sirupeuse

et on évapore à siccité dans une capsule de porcelaine.

Cet acide est blanc, solide, incristallisable, d'une saveur acide très-prononcée : à la chaleur rouge il fond et se décompose en oxigène et en acide arsenieux. Il est déliquescent, composé de 100 d'arsenic et 53,139 d'oxigène, et beaucoup plus vénéneux que l'acide arsenieux.

L'acide arsenique, mêlé avec le sucre, prend une couleur rouge qui passe ensuite à un pourpre magnifique, à froid et sans le secours de la lumière. Ce caractère sert à le distinguer de l'acide phosphorique avec lequel il a beaucoup d'analogie.

BIARSENIATE DE POTASSE.

Sel arsenical de Macquer. — Pour les usages pharmaceutiques, on prépare ce sel en mêlant ensemble parties égales d'acide arsenieux et de nitrate de potasse, chauffant le mélange jusqu'au rouge dans un creuset, dissolvant le résidu dans l'eau, filtrant et faisant évaporer le liquide jusqu'à pellicule. Il cristallise en prismes à quatre pans, terminés par des pyramides à quatre faces. Il rougit le tournesol. Lorsqu'on sature l'excès d'acide de ce sel par la potasse, il en résulte un arseniate qui est déliquescent et qui refuse de cristalliser. On l'emploie dans les fièvres intermittentes rebelles, dans les affections cancéreuses et les dartres ulcérées, depuis un seizième jusqu'à un huitième de grain, réduit en pilules avec de la mie de pain.

ARSENIATE DE SOUDE.

On le prépare de la même manière que le biarseniate de potasse en substituant le nitrate de

soude au nitrate de potasse et ajoutant après de la soude jusqu'à saturation, jusqu'à ce qu'il bleuisse la teinture rouge de tournesol. Ce sel est très-soluble dans l'eau et cristallise en prismes hexaèdres réguliers. Il s'emploie dans les mêmes circonstances que le biarseniate de potasse, mais il est un peu moins actif, ce qui le fait préférer. On l'administre avec avantage dans les dartres squammeuses et dans le prurigo formicans. Le biarseniate de soude est déliquescent et refuse de cristalliser.

PROTOARSENIATE DE FER.

On décompose le protosulfate de fer par l'arseniate de potasse : il se précipite du protoarseniate de fer insoluble. On le lave avec de l'eau privée d'air par l'ébullition, on le sèche rapidement et à l'abri de l'air, autant que possible, et on le conserve dans des vases bien bouchés. Employé pour combattre les maladies cancéreuses, les dartres rongeantes scrofuleuses. On en donne une pilule par jour. (Protoarseniate de fer, trois grains; extrait de houblon, deux gros; poudre de guimauve, demi-gros; sirop de fleur d'oranger q. s. pour 48 pilules).

CARACTÈRES DES ARSENITES ET DES ARSENIATES.

Dans les arsenites, le rapport de l'oxigène de l'acide à celui de la base est comme trois à un. Dans les arseniates, il est comme cinq à deux et dans les biarseniates comme cinq à un.

Les arsenites laissent précipiter l'acide arsenieux par les acides puissans, qui ne produisent aucun effet sensible dans les arseniates.

Les arsenites précipitent en jaune-serin avec le nitrate d'argent, et les arseniates donnent avec le même réactif un précipité rouge briqueté.

Les arsenites donnent un précipité vert-d'herbe avec le sulfate de cuivre, et les arseniates précipitent en blanc-bleuâtre par le même réactif.

Les autres caractères distinctifs de l'arsenic ont été indiqués à l'article de l'acide arsenieux.

SULFURE JAUNE D'ARSENIC.

Orpiment. — Il est d'un jaune-citron, cristallisé en lames demi-transparentes, tendres et flexibles. Quoiqu'il appartienne à toutes les formations et qu'on en connaisse des mines nombreuses, comme il n'est disséminé qu'en grains ou en rognons, rarement en couches, et que la peinture et quelques manufactures en consomment beaucoup, car on est parvenu à le fixer comme couleur sur les tissus qui ne sont point susceptibles d'être savonnés, tels que les velours, les tapisseries, etc., on en prépare d'artificiel; on fait fondre de l'acide arsenieux, du soufre et de la potasse dans un creuset. On fait dissoudre ce sulfo-arseniure de potassium dans l'eau : on y verse de l'acide hydrochlorique dont l'hydrogène se dégage. Le liquide retient le chlorure de potassium et il se précipite du sulfure jaune d'arsenic qu'on lave et qu'on fait sécher. Pour l'employer en teinture, on le dissout dans un excès d'ammoniaque et on plonge dans ce solutum, la laine, le coton, la laine, le chanvre ou le lin qu'on veut teindre. Dans les manufactures de toiles peintes, on l'emploie pour dissoudre l'indigo. Il est usité dans la teinture comme mordant; dans la peinture à l'huile, pour recouvrir les panneaux de bois d'un enduit brillant et

peu altérable. Il sert aux fabricans de plomb de chasse à faciliter la formation de ces petits projectiles sphériques.

Les orientaux composent leur pâte dépilatoire, *rusma*, avec une partie de sulfure jaune d'arsenic, dix d'amidon, seize de chaux vive et quantité suffisante d'eau.

En médecine, on l'emploie quelquefois dans les suppurations atoniques compliquées de fongosités, dans les exanthêmes chroniques. Il entre dans la composition de la solution cathéretique ou *collyre de lanfranc* qu'on applique sur les ulcères fongueux et les aphthes. Il est composé d'arsenic 100 et 63,9 de soufre.

SULFURE ROUGE D'ARSENIC.

Réalgar. Rouge, prenant une nuance orangée par la pulvérisation. On en fait usage en peinture comme couleur. Très-usité en Sibérie pour le traitement des fièvres intermittentes qui règnent fréquemment dans ces contrées. Quelques peuples, les Chinois surtout, ont l'habitude, pour se purger, de laisser séjourner pendant plusieurs heures, du suc de citron ou du vinaigre dans un vase fait d'un fragment de réalgar : ils attribuent alors à ce liquide des propriétés merveilleuses dans le traitement des fièvres intermittentes.

PLOMB.

Saturne. Le plomb natif se trouve en grains dans quelques produits volcaniques. Le sulfure de plomb, *galène*, *alquifoux*, se rencontre dans tous les terrains et souvent les filons qu'il y constitue sont d'une puissance considérable. Souvent il est

argentifère et on l'exploite pour l'argent. Le tellurure de plomb ne se trouve qu'en petite quantité avec le tellurure d'or. Le chlorure de plomb existe en petite quantité dans quelques mines de sulfure de plomb. L'oxide rouge de plomb, *minium natif*, se trouve dans diverses localités, mais peu abondamment. Le carbonate de plomb, *plomb spathique* est assez commun dans les mines de plomb, celles d'argent et celles de cuivre. Celui qui est blanc est connu sous le nom de *plomb blanc*. On en connaît de noir qui doit sa couleur à un peu de carbone mis à nu. Le carbonate de plomb cuprifère est désigné par le nom de *plomb bleu* : on connaît encor un carbonate de plomb chloruré. Le sulfate de plomb, *vitriol de plomb natif*, accompagne souvent le sulfure de plomb. Il en est de même de phosphate de plomb, *plomb vert soyeux ; l'arséniate de plomb*, se trouve en très-petites veines dans les filons de sulfure de plomb. Le molydate de plomb, *plomb jaune*, quoique indiqué dans plusieurs localités est encore fort rare. Le chromate de plomb, *plomb rouge*, n'a encore été rencontré qu'en Sibérie. Le chromate de plomb et de cuivre, *Vanquelinite*, est très-rare et accompagne le chromate de plomb. L'hydro-aluminate de plomb, *plomb gomme* n'a encore été trouvé qu'en très-petites quantités dans la mine de plomb sulfuré d'huelgoët, en Bretagne. Le tungstate de plomb est rare et ne s'est encore rencontré que dans les mines d'étain de Bohême.

On bocarde le sulfure de plomb ; on le lave pour le séparer de la gangue dont il est enveloppé; on le grille, soit dans un fourneau à reverbère, soit en formant avec un peu d'argile délayée de petites mottes qu'on place sur un lit de bois allumé. Le sulfure est en partie décomposé et cou-

verti peu à peu en sulfate de plomb, en oxide de plomb, qui restent mêlés avec la portion de sulfure de plomb qui n'a pas été brûlée. On mêle ce sulfure grillé avec une certaine quantité de fer pour décomposer le sulfure échappé au grillage, avec du charbon pour réduire l'oxide de plomb et on chauffe dans un fourneau à manche. Le plomb ainsi obtenu, *plomb d'œuvre*, renferme de petites quantités de cuivre, d'antimoine et d'argent : souvent ce dernier y est en proportion assez grande pour qu'on puisse l'extraire avec avantage.

Le plomb est blanc brillant, avec une teinte bleuâtre. Il se laisse plier en tous les sens sans se rompre, et on peut le rayer même avec l'ongle. Par le frottement, il tache les mains en gris livide et leur communique une odeur sensible. Il est sans sonorité : à la température ordinaire, il passe bien à la filière, et se réduit en lames minces au laminoir, ou sous la pression du marteau. Sa pesanteur spécifique est de 11,352. Il entre en fusion à + 260°, reste fixe à l'abri de l'air, et cristallise en pyramides quadrangulaires.

Il n'éprouve pas d'altération à l'air sec, mais à l'air humide, il devient terne par la formation d'une légère couche d'oxide qui n'augmente pas sensiblement d'épaisseur par le temps. S'il est en contact avec l'air et l'eau, l'oxidation est plus prompte au point de rénnion et il se forme du bicarbonate soluble et s'il est plongé sous l'eau aérée, il y a même oxidation, mais très-superficielle. L'air et l'oxigène, commencent à oxider le plomb avec rapidité, à quelques degrés au-dessus de la température de la fusion de ce métal : il en résulte une pellicule grise, qui est un mélange d'oxide et de plomb.

Les usages du plomb sont extrêmement multipliés, et malgré les dangers auxquels ils exposent

par les combinaisons pernicieuses de ce métal, il arrive très-souvent qu'on ne peut se dispenser de l'employer, soit pour les réservoirs et la conduite des eaux destinées à subvenir aux besoins de la vie, soit pour la constrction d'une foule de vases, dans lesquels peuvent séjourner des substances alimentaires.

Par la propriété qu'a le plomb de s'étendre, sous le laminoir, en feuilles d'une très-faible épaisseur, il devient de la plus grande utilité pour le recouvrement des parties des édifices exposées à la dégradation par les eaux pluviales, pour la garniture intérieure des cuves en bois qu'emploient les teinturiers, etc. On le fait concourir au revêtement des surfaces des chambres dans lesquelles s'opère la combustion du soufre dans la fabrication en grand de l'acide sulfurique.

Les matières susceptibles de perdre leur parfum, *thé*, *tabac*, *épices*, etc. sont conservées sous des enveloppes de plomb, qui donnent moins de prise à la déperdition des émanations odorantes.

On se sert du plomb pour la fabrication de divers appareils qui doivent résister à l'action dissolvante de certains liquides et fluides aériformes.

Il sert à faire des *balles* à fusil, pour l'artillerie, qui se coulent dans des moules, et des globules, *menu plomb*, *plomb en grenailles*, ce qui se pratique en versant le métal fondu dans un vase percé de trous, sous lequel est placé un autre vase plein d'eau : le plomb fondu passe à travers le premier, sous la forme de gouttes qui s'arrondissent en tombant dans l'eau.

Le plomb, à l'état de sulfure, est employé par les potiers de terre qui le réduisent en poudre, et revêtent les vases d'une couche de cette poudre :

par l'action d'un feu violent, il se forme un enduit vitreux à la surface de ces vases.

Le chlorure de plomb artificiel, joint à une certaine proportion de protoxide de plomb, forme une couleur jaune fixe, employée en peinture sous le nom de *jaune minéral*, *jaune de Naples*.

L'alliage de cinq parties de plomb, trois d'étain et huit de bismuth, obtenu par la fusion des trois métaux, est gris de plomb, fusible à + 90°, à texture grenue comme celle de l'acier, et sert dans les arts pour clicher les médailles. En combinant neuf parties de cet alliage avec une de mercure, le terme de fusibilité qui est alors à + 53° permet de l'employer pour injections anatomiques et pour plomber les dents cariées. Une plus grande quantité de mercure augmente sa fusibilité en diminuant sa solidité.

PROTOXIDE DE PLOMB.

Massicot. — Le plomb fondu en contact avec l'atmosphère, se couvre d'une pellicule irisée dont la nuance jaune dorée l'emporte cependant sur les autres couleurs qui la teignent et qui bientôt fait place à un gris foncé uniforme. On enlève les pellicules et il s'en forme de nouvelles. On convertit ainsi une quantité donnée de plomb en pellicules, à force d'en renouveler la surface dans l'air. Ces pellicules réunies, chauffées et agitées toujours en contact avec l'atmosphère, se convertissent en poussière jaunâtre, qui est le protoxide.

Dans les laboratoires on l'obtient en calcinant le nitrate de plomb, ou en décomposant le solutum de ce sel par l'ammoniaque en excès : il se précipite du protoxide hydraté, qui est blanc,

mais qui devient jaune à une douce chaleur, en perdant l'eau combinée.

Le protoxide de plomb anhydre est jaunâtre, inodore, insipide, insoluble dans l'eau, sans action sur l'oxigène à froid, l'absorbant à une douce chaleur et devenant rouge, *minium*, attirant peu à peu l'acide carbonique de l'air à froid et le perdant par une légère calcination. Il entre en fusion au rouge-brun, attaque alors les vases de terre et les perce en se combinant avec la silice qu'ils contiennent. Ce protoxide fondu est susceptible de cristalliser, en refroidissant lentement à l'air, en écailles micacées, *litharge d'argent* et *litharge d'or*; quand elles sont rougeâtres ou jaunâtres. Il est formé de plomb 100 et 7,7 d'oxigène.

Toute la litharge du commerce provient de l'exploitation des mines de plomb argentifères. Elle sert à préparer certains sels très-employés en médecine et dans les arts, *sous-acétate, acétate carbonate de plomb*. Elle fait la base des emplâtres, et c'est en raison de sa forte alcalinité qu'elle détermine dans la confection de ceux-ci, la formation des acides oléique et margarique avec lesquels elle se combine, et du principe doux. Elle sert à la verrerie, aux émaux, aux couvertes des porcelaines, des faïences, des poteries; à la préparation des verres colorés, des fausses pierres précieuses; pour rendre les huiles siccatives. On la mêle à plusieurs oxides pour les rendre vitrifiables ou modifier leurs couleurs.

Le mélange de quatre parties de litharge et d'une d'hydrate de chaux, est employé à l'état de bouillie qu'on lui donne par l'addition de l'eau, pour noircir les matières animales et principalement les cheveux.

DEUTOXIDE DE PLOMB.

Oxide rouge de plomb. Minium. — Bien que sa composition (plomb 100, oxigène 11,5), soit d'accord avec la loi des proportions multiples, puisqu'il renferme une fois et demie autant d'oxigène que le protoxide, on le regarde généralement comme une combinaison d'un atôme de protoxide et d'un de peroxide, parce que sa composition est variable dans certains cas.

On obtient le minium en plaçant le massicot en couches peu épaisses dans un fourneau à reverbère, l'exposant pendant 48 ou 50 heures à une chaleur au-dessous du rouge-brun, et le laissant refroidir très-lentement en fermant avec soin les ouvertures du fourneau, car en le faisant refroidir à l'air il est brunâtre ou d'un fauve sale. Il contient toujours une petite quantité de protoxide qui a échappé à l'action de l'air, et souvent du deutoxide de cuivre : pour le débarrasser de ces corps étrangers, lorsqu'on veut s'en servir pour quelques opérations délicates, on le traite à une douce chaleur par l'acide acétique étendu d'eau, qui dissout le protoxide de plomb, le deutoxide de cuivre et n'attaque point le minium.

Le minium est une poudre insipide, d'une belle couleur rouge-coquelicot ou orangé. Il se transforme, au rouge-brun, en protoxide qui ne tarde pas à entrer en fusion et l'oxigène excédant se dégage.

On en fait usage, comme fondant, pour les émaux de la faïence. Il entre dans la composition du cristal, du verre de plomb ou *flint-glass*, si utile dans la fabrication des instrumens astronomiques et surtout des objectifs des lunettes achro-

matiques. Il s'emploie aussi en assez grandes quantités comme couleur dans la peinture à l'huile.

En pharmacie, il entre dans la confection de l'emplâtre de minium, de l'onguent de minium simple, ou camphré, d'une poudre astringente qu'on emploie contre les ulcères des narines : il fait la base des trochisques de minium, etc.

ACÉTATE DE PLOMB.

Sel ou *sucre de saturne.* — On sature à chaud du vinaigre distillé ou de l'acide acétique faible par de la litharge porphirisée : on concentre le liquide, et par le refroidissement il cristallise en petites aiguilles blanches, satinées, ayant la forme de prismes tétraèdres aplatis, terminés par des sommets dièdres. Ce sel a une saveur sucrée et ensuite astringente ; sa pesanteur spécifique est de 2,345. Il verdit un peu le sirop de violettes. Il est un peu efflorescent et très-soluble dans l'eau et l'alcool. Lorsqu'il est ancien, il reste un résidu de carbonate de plomb formé par la décomposition d'une petite partie de l'acide acétique. Il se décompose au feu et laisse un résidu jaunâtre de protoxide de plomb. Il est composé de 26,96 d'acide, 58,71 d'oxide de plomb et 14,33 d'eau.

Dans les arts, on en fait un fréquent usage dans la fabrication des toiles peintes. En médecine, on l'emploie à l'extérieur, dissous dans l'eau, ou dans quelque autre liquide, comme répercussif. A l'intérieur, il est usité, à petite dose, comme astringent, contre les sueurs immodérées et les diarrhées colliquatives des phthisiques, contre la coqueluche, et son solutum est employé en injection dans les hémorrhagies utérines, dans la gonorrhée.

SOUS-ACÉTATE DE PLOMB.

Extrait de saturne. On le préparait autrefois en sursaturant à chaud le vinaigre par la litharge pulvérisée. Aujourd'hui on le prépare généralement en faisant bouillir trois parties d'acétate de plomb concret, et une partie de litharge en poudre dans trois parties d'eau distillée. On agite avec une spatule de bois, pendant tout le temps qu'on laisse le vase sur le feu et lorsque l'oxide est dissous en totalité, et que le liquide bouillant marque 30° au pèse sel, on retire du feu, on laisse refroidir et après l'avoir filtré, on le conserve à l'abri de l'air dans des flacons bouchés avec soin. En pharmacie, on le conserve ainsi à l'état liquide, mais on peut l'obtenir cristallisé en lames opaques blanches.

La saveur de ce sel est sucrée et astringente. Il verdit le sirop de violettes et ramène au bleu le papier de tournesol rougi. Le concret est inaltérable à l'air, mais le liquide est décomposé peu à peu par l'air, qui en précipite une partie de l'oxide à l'état de carbonate insoluble. L'acide carbonique gazeux ou dissous dans l'eau, s'empare de la moitié de l'oxide du sous-acétate qu'il précipite à l'état de carbonate, et ramène ainsi le sous-acétate à l'état d'acétate. L'eau ordinaire décompose ce sel par les carbonates, les sulfates, etc. qu'elle contient, et donne un liquide blanc laiteux usité en médecine, sous le nom *d'eau blanche* et *d'eau végéto-minérale* ou *d'eau de goulard*, si on l'allonge d'un peu d'alcool aqueux. Ces médicamens sont employés comme résolutifs, en fomentations, pour humecter les cataplasmes, pour collyres, etc. Il est composé d'acide 13,23 et 86,77 d'oxide de plomb. Il entre dans une multitude de préparations

dans lesquelles l'excipient est un corps gras, et on les regarde comme propres à hâter la cicatrisation.

CARBONATE DE PLOMB.

Mine de plomb blanche, quand il est natif : l'artificiel se nomme *blanc de plomb*, *céruse*. Il se forme en petite quantité quand le plomb se trouve en présence avec l'air, l'eau et l'acide carbonique.

L'ancien mode de préparation consistait à exposer des lames minces de plomb coulé et non laminé dans des pots couverts, contenant au fond une petite quantité de vinaigre distillé, et à les maintenir ainsi exposés à une douce chaleur ou enfouis dans du fumier pendant un temps assez long. Le plomb, dont l'oxidation est déterminée par les vapeurs acides, se combinait peu à peu à l'acide carbonique qui pénétrait dans les pots et se convertissait en une couche superficielle de carbonate de plomb qu'on détachait pour qu'il s'en formât une nouvelle.

Aujourd'hui on emploie le sous-acétate de plomb liquide et on y fait passer un courant de gaz acide carbonique, qui se combine avec l'excès d'oxide de plomb que contient le sous-acétate, et forme le carbonate qui se précipite : on décante, on lave le précipité, on l'égoutte. Le liquide restant est un solutum d'acétate de plomb qu'on ramène à l'état de sous-acétate en le faisant bouillir sur de l'oxide de plomb comme la première fois. Ce sel est blanc, insipide, insoluble dans l'eau, passe à l'état de protoxide à une douce chaleur, se convertit en globules de plomb en contact avec des charbons ardens : il est composé d'acide 16,5 et 83,5 d'oxide.

La céruse est souvent mêlée avec de la craie et du sulfate de baryte. Pour le reconnaître on en place un peu dans une cavité sur un charbon allumé, on souffle dessus, la céruse se réduit en plomb qui se fond, tandis que la craie est convertie en chaux qui reste à l'état de poudre blanche et le sulfate de baryte en sulfure. Quelques gouttes d'acide dégagent de l'hydrogène sulfuré. En traitant la céruse suspecte par un peu d'acide nitrique, les carbonates de chaux et de plomb sont dissous, tandis que le sulfate de baryte reste insoluble. Cette céruse impure est usitée dans la peinture en bâtimens. Celle qui est pure, *blanc d'argent* des artistes, ne sert que pour les peintures fines. Les fabricans de faïence la font entrer dans la composition de leurs émaux. C'est ordinairement ce sel, très-employé dans les arts, qui produit la maladie connue sous le nom de *colique des peintres*.

Le carbonate de plomb mêlé à une quantité égale de gomme adragant, à l'aide d'un peu d'eau, constitue les *trochisques blancs de Rhazés*, qui délayés dans l'eau de roses, étaient préconisés jadis contre les ophthalmies, les brûlures et autres inflammations provenant des causes externes. Ajouté à une partie et demie de cérat ou d'axonge, on a l'onguent blanc de Rhazés, vulgairement *blanc Rhasis*, consacré surtout au pansement des brûlures. On l'emploie à l'extérieur dans diverses autres préparations, toujours comme astringent et dessicatif.

CARACTÈRES DES SELS DE PLOMB.

Tous à base de protoxide : blancs, à l'exception du chromate et de l'iodure : généralement inso-

lubles dans l'eau, à moins qu'ils ne contiennent un excès d'acide : ceux qui sont solubles sont cristallisables, et ont une saveur plus ou moins sucrée et ensuite astringente. Leur solutum, incolore et transparent, forme avec la potasse et la soude, un précipité blanc, hydrate de protoxide, soluble dans un excès de ces substances, mais le précipité formé par l'ammoniaque reste insoluble. L'acide sulfurique ou le solutum d'un sulfate y occasione un précipité blanc, pulvérulent, de sulfate de plomb : il est précipité en noir, *sulfure de plomb*, par l'acide hydrosulfurique et l'hydrosulfate de potasse : en jaune-orangé, par le chromate de potasse : en jaune-serin, par l'iodure de potassium. Une lame de zinc ou d'étain y occasione la reproduction du plomb, dans son état métallique, sous forme de lames très-brillantes.

EMPOISONNEMENT PAR LE PLOMB.

Toutes les préparations de plomb sont vénéneuses : les solubles agissent de suite, et celles qui sont insolubles dans l'eau agissent un peu plus tard sur l'économie, en se transformant en composés solubles. Les émanations subtiles que le plomb métallique même, et les autres préparations insolubles, répandent dans les ateliers où on les travaille, exercent des effets délétères. De là deux modes d'empoisonnement différent.

Dans le cas d'émanation, l'individu est pris après un temps plus ou moins long, de coliques violentes, persistantes, sans rémission, et ordinairement accompagnées de constipation. Cette affection, regardée comme purement nerveuse, est rarement suivie de la mort. Le traitement le plus

accrédité consiste dans l'administration répétée des vomitifs et des purgatifs.

Dans le cas de l'ingestion d'un sel de plomb dans l'estomac, il survient des vomissemens plus ou moins violens, puis des coliques aiguës, qui sont promptement suivies de la mort, ou qui se prolongent en prenant le caractère de l'empoisonnement par émanation. On fait avaler à l'individu le solutum aqueux de 32 grammes de sulfate de soude ou de magnésie, qui décompose le sel de plomb et le convertit en sulfate très-peu actif, dans les cas d'ingestion et quand on est appelé à temps. Suit après un traitement médical rationnel.

ANTIMOINE.

L'antimoine métallique, plus ou moins arsenifère, se trouve en petites masses dans les filons argentifères. L'antimoniure d'argent, *mine d'argent blanche antimoniale*, occupe de petits filons dans le grès psammite, où il accompagne le sulfure de plomb, le sulfure d'antimoine et d'argent. L'antimoniure de nikel, *nikel antimonial*, se trouve dans les mines d'antimoine de Hongrie et des Pyrénées. Le sulfure d'antimoine, quoique peu abondant, se trouve assez communément, et compose quelquefois à lui seul des filons plus ou moins puissans, qui traversent le granite, le gneiss et le micaschiste. Il est connu sous le nom *d'antimoine cru.* Le sulfure d'antimoine argentifère, *antimoine noir*, se trouve en Saxe et au Mexique. Le sulfure d'antimoine et de cuivre, *cuivre gris antimonifère*, se rencontre dans les mines de cuivre. Le sulfure d'antimoine, de plomb et de cuivre, *bournonite*, se trouve dans un assez grand nombre de gissemens, mais principalement

disséminé dans une gangue quartzeuse. Le sulfo arseniure d'antimoine et de nikel ne s'est encore trouvé que dans une mine de Fraïsbourg. Le sulfure d'antimoine hydraté, *kermès minéral natif*, revêt les surfaces altérées du sulfure d'antimoine. Le chlorure d'antimoine, *antimoine corné*, existe dans quelques mines d'antimoine sulfuré. L'oxide d'antimoine, recouvre sous forme de croûte blanche ou d'enduit jaunâtre le sulfure d'antimoine qui a été altéré par l'air.

On concasse le sulfure d'antimoine natif pour le débarrasser de sa gangue quartzeuse, on le place dans des pots de terre, percés à leur fond d'un ou de plusieurs trous, et posés sur d'autres pots en partie enfoncés dans la terre. Lorsqu'on vient à chauffer les pots supérieurs, en les entourant de bois allumé, le sulfure très-fusible fond, se sépare de sa gangue, et tombe dans les pots inférieurs où il se solidifie en une masse cristallisée en aiguilles. On emploie aussi au même usage des tuyaux de terre cuite, traversant un fourneau, dans lesquels on peut déposer le minerai et retirer le résidu sans les déranger : le sulfure en fondant s'écoule hors du fourneau. On pulvérise le sulfure ainsi purifié, et on l'expose à l'action d'une douce chaleur dans un fourneau à reverbère en l'agitant de temps en temps avec un ringard et en ménageant assez la chaleur pour que la matière n'entre pas en fusion. Par l'action de l'air et de la chaleur, la plus grande partie du soufre est brûlée, d'où il résulte de l'acide sulfureux qui se dégage, l'antimoine séparé du soufre s'oxigène et cet oxide d'antimoine reste uni à une petite portion de sulfure. Quand le tout est transformé en une poussière grise cendrée, on le mêle avec la moitié de son poids de bitartrate de potasse, et

l'on fond ce mélange dans des creusets de terre. L'oxide d'antimoine est réduit avec une petite quantité de potasse par l'hydrogène et le carbone de l'acide tartrique. L'antimoine s'allie à cette petite partie de potassium, fond et se rassemble au fond du creuset, tandis que la majeure partie de la potasse s'unit à une portion de silice qui reste au sulfure d'antimoine qui a échappé au grillage et forme avec ceux-ci un composé qui surnage. On laisse refroidir la masse fondue, on sépare le métal des scories qui le recouvrent; on le pulvérise, on le met dans l'eau pour qu'elle prenne le potassium après l'avoir converti en potasse, on le fond avec le contact de l'air, à une chaleur rouge obscur, qui l'isole entièrement de quelques portions de scorie qu'il avait entraînées.

On peut remplacer une grande partie du tartre, en mêlant le sulfure d'antimoine grillé, avec sept centièmes de charbon en poudre et cinq centièmes de potasse du commerce.

On décomposait le sulfure d'antimoine par le fer, mais ce procédé a été abandonné, car l'antimoine contient toujours du fer qu'on ne peut séparer qu'à une température élevée.

L'antimoine est blanc-bleuâtre, très-cassant, d'une texture lamelleuse. Lorsqu'on le frotte quelque temps entre les doigts, il répand une odeur particulière. Sa pesanteur spécifique est de 6,712. Il entre en fusion à + 432°, ne se volatilise pas s'il est à l'abri de l'air, et cristallise en octaèdres, si on le laisse refroidir jusqu'à ce qu'il soit en partie solidifié et qu'on décante les parties intérieures encore fluides. A la surface de l'antimoine du commerce, on remarque des rudimens de cristaux qui affectent par leur disposition la forme des feuilles de fougère. L'antimoine n'a aucune

action à froid sur l'air et l'oxigène secs, mais lorsque ces gaz sont humides, il se ternit légèrement : à une température rouge ce métal s'oxide promptement et s'exhale en vapeurs blanches. Si on le verse d'un peu haut, lorsqu'on l'a fait fondre dans un creuset, il brûle en traversant l'air avec une vive lumière et se transforme en un oxide blanc qui se réduit en vapeur. L'eau pure n'exerce pas d'action sur ce métal : l'eau qui contient de l'air en solution altère un peu son brillant par un léger commencement d'oxidation.

L'alliage formé de deux parties d'antimoine et d'une de fer, *régule martial*, est blanc, dur, cassant, beaucoup plus fusible que la fonte et ne s'altère que lentement à l'air humide : il sert avec plus d'avantages que la fonte de fer pour la confection d'objets moulés en relief, et a la singulière propriété d'étinceler lorsqu'on le lime. L'alliage d'une partie d'antimoine et neuf d'étain, est blanc, plus dur que l'étain et cassant : il sert à la fabrication des planches à graver la musique.

L'alliage d'antimoine et de plomb sert à mouler les caractères d'imprimerie : une partie d'antimoine communique à trois de plomb assez de fermeté pour résister long-temps à la pression qui force le papier à se charger de l'encre déposée sur les caractères. Pour les interlignes, on met moins d'antimoine, aussi elles sont plus molles que les caractères.

L'antimoine métallique servait à la préparation du *decoctum antivenereum loxans* de la pharmacopée de Paris et il s'en dissolvait une partie d'oxidée à l'aide de la potasse : il n'est maintenant d'aucun usage en médecine. On a renoncé au moyen infidèle des gobelets d'antimoine et à celui des gobelets faits avec un alliage de ce métal et

d'étain pour préparer le *vin antimonial.* On conservait autrefois dans les familles, la pilule perpétuelle, qui n'était autre chose qu'une balle d'antimoine fondu que l'on faisait avaler aux malades, et qui dans les liquides intestinaux, rencontrait ou non les élémens d'un composé purgatif.

OXIDE D'ANTIMOINE.

Fleurs argentines d'antimoine. On met de l'antimoine dans un creuset de terre, et on le dispose dans un fourneau rond, de manière qu'il soit incliné de quarante à quarante-cinq degrés et qu'il dépasse les parois du fourneau. On couvre ce creuset d'un autre, renversé, plus large et percé d'un trou à son fond afin d'établir un courant d'air. L'antimoine chauffé au rouge blanc se convertit en oxide qui se vaporise et se condense dans le creuset supérieur en aiguilles.

L'oxide d'antimoine se présente en petites aiguilles blanches, inodores, insipides et insolubles dans l'eau. Il fond au-dessous de la chaleur rouge et se volatilise en partie dans des vases fermés : au contact de l'air, il s'exhale presque entièrement en vapeurs blanches. Il est composé d'antimoine 100 et de 18,5 d'oxigène. Il s'unit aux acides et forme des sels. On l'employe quelquefois en médecine, dans la coqueluche et les affections causées par quelque exanthème répercuté, depuis un dixième de grain jusqu'à quatre grains, trituré avec du sucre.

ACIDE ANTIMONIEUX.

Le *Bézoard minéral*, qui n'est que de l'acide antimonieux, *deutoxide d'antimoine* de quelques

chimistes, très-usité autrefois, inusité aujourd'hui par son peu d'efficacité, s'obtient en traitant trois fois de suite une partie de chlorure d'antimoine par deux d'acide nitrique à 24°, et évaporant chaque fois jusqu'à siccité. Le chlore se dégage et l'antimoine s'oxide aux dépens de l'acide nitrique. On le lave et on le fait sécher. Au lieu d'employer le chlorure, il est plus économique de traiter l'antimoine en poudre par six fois son poids d'acide nitrique.

L'acide antimonieux est blanc, pulvérulent, indécomposable par la chaleur, insoluble dans l'eau, moins fusible que l'oxide d'antimoine il se volatilisse en partie à l'aide de la chaleur et la partie volatilisée cristallise en aiguilles blanches. Il est composé d'antimoine 100, oxigène 24,8 et forme avec les bases salifiables des composés définis.

ACIDE ANTIMONIQUE.

Peroxide d'antimoine. Matière perlée de Kerkringius. — On met le mélange de six parties de nitrate de potasse et d'une d'antimoine en poudre, dans un creuset d'argent qu'on expose à une chaleur rouge. L'antimoine, acidifié aux dépens de l'oxigène de l'acide nitrique, reste uni à la potasse qui est en excès. On délaye dans l'eau distillée la masse fondue, et on ajoute assez d'acide nitrique pour décomposer tout l'antimoniate de potasse formé : l'acide antimonique se précipite en flocons blans hydratés qu'on recueille, qu'on lave et qu'on sèche à une douce chaleur.

Il est insoluble, il rougit le tournesol. Au feu, il perd d'abord son eau et devient d'une couleur jaune de paille : puis à une chaleur rouge, il perd

le tiers de son oxigène et passe à l'état d'acide antimonieux ou deutoxide d'antimoine.

L'acide antimonique est composé de 100 d'antimoine et 37,2 d'oxigène. On l'employait autrefois comme sadorifique, mais il est tombé dans un juste oubli.

SOUS-ANTIMONIATE DE POTASSE.

Fondant de rotrou. Antimoine diaphorétique non lavé. On calcine au rouge dans un creuset, pendant une heure, un mélange d'une partie d'antimoine en poudre et d'une partie et demie de nitrate de potasse. Très-employé autrefois comme diaphorétique et fondant, il est inusité aujourd'hui.

ANTIMONIATE DE POTASSE.

Antimoine diaphorétique lavé. Si l'on étend d'une grande quantité d'eau le sous-antimoniate de potasse préparé comme ci-dessus, l'excès de potasse ne pouvant plus alors tenir en dissolution l'antimoniate de potasse celui-ci se précipite. On lave ce précipité jusqu'à ce que l'eau ne soit plus sapide. Ce sel a joui autrefois et bien gratuitement d'une grande réputation comme diaphorétique.

La poudre de *James,* encore employée en Angleterre dans presque toutes les maladies, malgré son peu de propriétés bien constatées, est un mélange de quatre parties de corne de cerf calcinée à blanc (phosphate de chaux) et d'une partie d'antimoniate de potasse.

Quelquefois ces trois dernières préparations se font avec le sulfure d'antimoine au lieu de l'anti-

moine métallique seul. La seule différence est qu'il reste du sulfure de potassium et du sulfate de potasse avec le sous antimoniate. Le sulfure de potassium et le sulfate de potasse sont enlevés par les lavages exécutés pour obtenir l'acide antimonique et l'antimoniate de potasse.

PROTOCHLORURE D'ANTIMOINE.

Beurre d'antimoine. On l'obtenait autrefois en chauffant deux parties de deutochlorure de mercure et une d'antimoine en poudre, ou parties égales de sulfure d'antimoine et de deutochlorure de mercure.

On l'obtient aujourd'hui plus économiquement, en traitant l'antimoine en poudre par cinq fois son poids d'eau régale faite avec une partie d'acide nitrique à 32° et quatre parties d'acide hydrochlorique à 22°. On évapore le solutum dans une cornue, jusqu'à ce qu'il ne distille plus d'eau, puis on augmente le feu pour volatiliser le protochlorure qu'on reçoit dans un ballon de rechange parfaitement sec. Ce procédé donne constamment un beau produit que l'on conserve dans un flacon bouché à l'émeril et à grande ouverture. Il est essentiel de tourner le bouchon dans la tubulure, après y avoir mis un peu de pommade ou de cérat, autrement l'adhésion du bouchon au goulot, est extrêmement forte s'il y a un peu de chlorure, et il faut casser le flacon pour l'ouvrir au bout d'un certain temps.

Le protochlorure d'antimoine est blanc, demi-transparent, solide à la température ordinaire, onctueux, extrêmement caustique. Exposé à l'air, il jaunit et en attire l'humidité. Il est fusible au-dessous de la chaleur de l'eau bouillante et cris-

tallisable en tétraèdres par le refroidissement. Il se volatilise bien au-dessous de la chaleur rouge, sans éprouver aucune décomposition. Traité par l'eau, il la décompose, il se précipite de l'oxide d'antimoine avec un peu de chlorure non décomposé, et le liquide retient de l'acide hydrochlorique et une petite quantité d'oxide.

Ce précipité blanc, *oxichlorure d'antimoine*, *poudre d'algaroth*, était très-employé autrefois en médecine, comme vomitif : traité à chaud par un solutum faible de carbonate de potasse, qui enlève le chlore ou l'acide hydrochlorique, il donne de l'oxide d'antimoine pur qu'on emploie quelquefois pour préparer le tartre stibié.

Le protochlorure d'antimoine est composé d'antimoine 100 et 87,6 de chlore. On l'emploie en médecine comme caustique : on le laisse quelques momens exposé à l'air pour qu'il devienne oléagineux, ou on passe dessus un pinceau légèrement mouillé, et avec ce pinceau imbibé de chlorure, on cautérise les régions mordues par des animaux enragés ou vénimeux.

SULFURE D'ANTIMOINE.

Comme il est très-commun, on se contente de purifier par plusieurs fusions celui que fournit la nature. Il est solide, d'une couleur grise-bleuâtre, brillant, plus fusible que l'antimoine et cristallisable en longues aiguilles par le refroidissement ; inaltérable à l'air sec ou humide, à la température ordinaire ; à l'aide d'une chaleur voisine de son point de fusion, il en absorbe l'oxigène et donne naissance à du gaz acide sulfureux qui se dégage. et à de l'oxide d'antimoine. Il est formé d'antimoine 100 et 37,25 de soufre. Il sert à l'extraction

de l'antimoine et à une foule de composés médicamenteux qui étaient fort usités autrefois. On en mettait aussi de pulvérisé dans un morceau de linge qu'on attache et on le suspend au milieu d'un infusum ou d'un decoctum végétal et sudorifique pour en augmenter les propriétés.

La *chaux grise d'antimoine*, mélange d'oxide et de sulfure, qu'on obtenait par la calcination du sulfure jusqu'à ce qu'il fut converti en une poudre grise cendrée, était employée autrefois, comme émétique, et souvent usitée pour la préparation du tartrate de potasse et d'antimoine.

Le *verre d'antimoine*, *oxide d'antimoine sulfuré vitreux*, s'obtient en exposant à une chaleur rouge, dans un creuset de terre, la chaux grise d'antimoine. L'oxide d'antimoine dissout une portion de silice et d'oxide de fer du creuset, entre en fusion et peut être coulé en plaques minces, demi-transparentes, de couleur rouge-jaunâtre. Ce verre d'antimoine était employé comme la chaux grise d'antimoine.

Le *Crocus metallorum*, *oxide d'antimoine sulfuré demi-vitreux*, s'obtient par un grillage moins prolongé du sulfure d'antimoine que pour le verre, et ensuite sa fusion. Il est opaque, d'une couleur rouge-marron foncé, renferme de l'oxide d'antimoine et une plus grande quantité de sulfure que le verre d'antimoine.

Le *foie d'antimoine*, ainsi nommé à cause de sa couleur et de son aspect, s'obtient en projetant dans un creuset chauffé au rouge, un mélange de parties égales de sulfure d'antimoine et de nitrate de potasse. Une partie du sulfure d'antimoine est brûlée par le nitrate de potasse, d'où résultent du sulfate de potasse et un peu d'antimonite de potasse, qui restent mêlés avec la portion de sul-

fure d'antimoine non décomposé, ainsi qu'avec le sulfure de potassium qui s'est également produit pendant la réaction.

HYDROSULFATE D'ANTIMOINE.

Poudre des Chartreux. Kermès minéral. Sulfure d'antimoine hydraté. — Les procédés ont beaucoup varié pour l'obtenir. On le prépare aujourd'hui, dans toutes les pharmacies, en faisant bouillir dans une marmite de fonte, une partie de sulfure d'antimoine pulvérisé, vingt-deux parties de carbonate de soude cristallisé, et deux cent cinquante parties d'eau. Lorsque l'ébullition a été continuée pendant une demi-heure ou trois quarts-d'heure, en l'agitant par intervalles, on filtre le liquide et on le reçoit dans des terrines échauffées d'avance avec de l'eau chaude. Après vingt-quatre heures, le kermès étant précipité, on le sépare par le filtre, on le lave avec de l'eau bouillie et refroidie, on en exprime l'eau qu'il contient encore en le soumettant à la presse entre plusieurs doubles de papier, et on achève la dessication dans une étuve échauffée de + 25° à + 30°. Il se présente en poudre légère, d'une couleur rouge-brune foncée et veloutée, qui soumise à l'action de la chaleur, abandonne de l'eau sans dégagement de gaz et se transforme en sulfure ordinaire.

Pour les besoins de la médecine vétérinaire, on le prépare en fondant dans un creuset deux parties de carbonate de potasse et une de sulfure d'antimoine. On pulvérise la masse fondue et refroidie, on la fait bouillir dans dix parties d'eau ; et par le refroidissement le kermès se précipite.

En traitant le sulfure d'antimoine par le carbonate de soude et l'eau, celle-ci est décomposée :

son oxigène s'unit à l'antimoine et son hydrogène au soufre pour former de l'acide hydrosulfurique qui s'unit partie à l'oxide d'antimoine, partie à la soude. L'hydrosulfate de soude ayant la propriété de dissoudre une plus grande quantité d'hydrosulfate d'antimoine à chaud qu'à froid, il doit nécessairement en laisser précipiter une partie par le refroidissement.

Si au lieu de regarder le kermès comme un hydrosulfate d'antimoine, on veut que ce soit du sulfure hydraté, on dit que dans l'action de la soude sur le sulfure d'antimoine, celui-ci se partage en trois parties. L'une est décomposée par l'oxide de sodium, d'où résultent de l'oxide d'antimoine et du sulfure de sodium. Ce dernier dissout la seconde portion de sulfure d'antimoine et la laisse précipiter en partie par le refroidissement à l'état d'hydrate, tandis que l'oxide d'antimoine formé s'unit à la troisième portion du sulfure d'antimoine et forme le résidu de l'opération. Il est alors composé de sulfure d'antimoine 90,4 et 9,6 d'eau.

Le kermès, considéré comme hydrosulfate, décompose l'air atmosphérique en vertu de l'hydrogène sulfuré qui entre dans sa composition. De là provient le changement de couleur que le kermès éprouve, la perte de ses propriétés médicamenteuses, et le peu d'action qu'il exerce alors dans l'économie animale, donné à la même dose. On doit donc le conserver bien bouché dans des bouteilles recouvertes de papier noir, à l'abri de l'air et de la lumière qui favorise singulièrement cette décomposition. Si on le considère comme un sulfure hydraté, on dit que l'air lui enlève l'eau combinée et en le faisant changer d'état change aussi ses propriétés.

Le kermès est quelquefois mélangé dans le commerce avec de la brique pilée, de l'oxide rouge de fer, et certaines poudres végétales de couleur analogue. On reconnaît facilement cette falsification en traitant une certaine quantité du kermès suspect par six fois son poids de solutum bouillant de potasse caustique. Si le kermès est pur, la dissolution est complète : dans le cas contraire il laisse un résidu coloré sur la nature duquel un examen ultérieur peut décider.

Le kermès, à la dose de quelques grains, agit comme émétique : à plus petites doses, il agit comme stimulant et paraît porter plus spécialement son influence sur les poumons et sur la surface cutanée. On le regardait comme un bon sudorifique.

HYDROSULFATE SULFURÉ D'ANTIMOINE.

Soufre doré d'antimoine. — L'eau mère du kermès minéral contient encore la portion de kermès que l'hydrosulfate de soude peut contenir à froid. En la sursaturant par les acides, il se précipite des flocons jaunes-orangés, combinaison du kermès et du soufre mis en liberté. Le soufre doré d'antimoine, soumis à l'action de la chaleur se transforme en sulfure d'antimoine, en laissant vaporiser de l'eau et sublimer du soufre. Il est composé de 100 d'antimoine et de 49,6 de soufre. Le soufre doré d'antimoine est aussi altéré par l'air : il jouit des mêmes propriétés que le kermès, et quoique moins actif, il lui est préféré partout ailleurs qu'en France.

SULFATE D'ANTIMOINE.

On fait chauffer dans un vase de porcelaine une partie d'antimoine métallique en poudre et cinq d'acide sulfurique concentré. Ce métal s'oxide aux dépens d'une partie de l'acide, d'où résulte du gaz acide sulfureux qui se dégage. L'antimoine oxidé se combine avec l'acide non décomposé et constitue une masse blanchâtre de sulfate acide d'antimoine. En traitant le résidu de cette opération par l'eau, non seulement l'excès d'acide est enlevé, mais le sulfate est transformé en sulfate très-acide soluble dans l'eau, et en une masse blanche, pulvérulente, insoluble, que l'on regarde comme un sous-sulfate d'antimoine.

Le sous-sulfate est employé à la préparation de l'émétique. Il est plus avantageux de le traiter auparavant avec un peu d'alcali pour enlever tout l'acide et n'avoir que l'oxide d'antimoine. On peut remplacer facilement le sous-sulfate ou son oxide, par celui qu'on retire après avoir traité l'antimoine par l'acide nitrique faible, traité ce liquide par une grande quantité d'eau qui en sépare l'oxide d'antimoine et dont on isole le peu d'acide restant par un solutum alcalin.

TARTRATE DE POTASSE ET D'ANTIMOINE.

Tartre stibié. Émétique. On l'obtenait autrefois en faisant bouillir pendant demi-heure, dans dix parties d'eau distillée, trois parties de crême de tartre et une de verre d'antimoine porphirisé. peu à peu l'oxide d'antimoine est converti en tartrate d'antimoine en se dissolvant dans l'excès d'acide tartrique du bitartrate. L'oxide de fer, qui

fait partie du verre d'antimoine, passe aussi à l'état de tartrate et reste dissous, ainsi que la silice en raison de sa grande division. Il se dégage, tout le temps de l'ébullition, de l'hydrogène sulfuré provenant de la décomposition de l'eau par le sulfure d'antimoine, en présence de l'acide tartrique; lorsque le liquide est retiré du feu, il se trouble et laisse précipiter un peu de kermès. Les cristaux que l'on obtient ensuite par le refroidissement sont ordinairement jaunes verdâtres et recouverts de petites houppes soyeuses de tartrate de chaux qui existait dans la crême du tartre et qu'on enlève d'une manière aisée et mécanique en les brossant légèrement quand ils sont secs, parcequ'ils ne sont déposés qu'à la surface. On sépare le tartrate de potasse et de fer qui colore en jaune le tartrate de potasse et d'antimoine par plusieurs dissolutions et cristallisations. Si on veut obtenir l'émétique qui reste dans l'eau mère de la première cristallisation, comme en raison de la silice qu'elle tient en dissolution, elle se prend en gelée à une certaine époque de la concentration, ce qui gênerait la cristallisation, on l'évapore à siccité pour que la silice prenne de la cohésion et devienne insoluble: ensuite par l'eau bouillante on redissout le tartrate de potasse et d'antimoine, ainsi que celui de fer et on sépare ensuite ce dernier par voie de cristallisation.

Aujourd'hui, pour avoir l'émétique pur dès la première cristallisation, on traite par l'eau distillée bouillante un mélange à parties égales de sous-sulfate d'antimoine et de bitartrate de potasse, on filtre le liquide, on l'évapore jusqu'à ce qu'il marque 25° de l'aréomètre; ce tartrate de potasse et d'antimoine cristallise par refroidissement. Il serait bien plus convenable d'employer l'oxide seul ob-

tenu en traitant le sous-sulfate par la soude qui enlèverait tout l'acide sulfurique : alors l'acide tartrique, mis en quantité assez considérable, dissoudrait tout l'antimoine : en employant, comme on le fait, le sous-sulfate, l'acide tartrique ne dissout que l'oxide excédant et il reste une grande quantité d'oxide combiné à l'acide sulfurique à l'état de sulfate insoluble.

Un procédé préférable consiste à faire bouillir dans l'eau parties égales de crême de tartre et de *poudre d'algaroth* qu'on obtient en traitant par une grande quantité d'eau le solutum du sulfure d'antimoine par l'acide hydrochlorique, on filtre le liquide, on le concentre jusqu'à 25° et l'on a par refroidissement des cristaux blancs très-purs qui n'ont besoin que d'être séchés. L'antimoine excédant que contient l'oxichlorure est dissous par l'excès d'acide du bitartrate : le chlorure d'antimoine se trouve alors à nu et décomposé par l'eau, d'où résulte une nouvelle quantité d'oxide et comme cela se continue, tout l'antimoine peut être dissous, avantage que ne présente point le sous-sulfate. L'acide hydroclorique s'évapore en partie et il en reste un peu dans l'eau mère où l'émétique a cristallisé.

Le tartrate de potasse et d'antimoine est en cristaux blancs, et octaèdres, ou tétraèdres demi-transparens, qui s'effleurissent légèrement à l'air et deviennent opaques : sa saveur est légèrement styptique et nauséabonde. Au feu il décrépite, noircit, et l'on a du charbon, du carbonate de potasse et de l'antimoine métallique : mais si la chaleur est assez forte, on obtient un alliage de potassium et d'antimoine par suite de l'influence du charbon et de l'antimoine sur l'oxide de potassium. Il est soluble dans quinze parties d'eau froide et deux de ce liquide bouillant. Ce solutum

incolore, rougit la teinture de tournesol, forme avec la potasse et la soude un précipité blanc d'oxide d'antimoine soluble dans un excès d'alcali, mais avec l'ammoniaque en excès le précipité est insoluble. L'acide hydrosulfurique et les hydrosulfates y forment un précipité en flocons rouges orangés. Toutes les substances végétales, amères, astringentes, qui renferment du tannin, le décomposent, forment avec l'oxide d'antimoine un composé insoluble qui n'est plus émétique. L'eau ordinaire, tenant en solution du carbonate de chaux ou divers autres sels, décomposant les petites quantités d'émétique qu'on y fait dissoudre, on ne doit administrer ce sel qu'en solution dans l'eau distillée, si on veut lui conserver toutes ses propriétés.

Il est composé d'acide tartrique 53,20 : d'oxide d'antimoine 27,10 : de potasse 12,53 et de 7,17 d'eau : ou de 54 de tartrate d'antimoine et 36 de tartrate de potasse réunis et constituant un sel double.

Le *vin émétique* ou *antimonial* se prépare aujourd'hui en faisant dissoudre trois grammes de tartre stibié dans cinq cents de vin d'Espagne ou autre vin généreux, mais vieux et bien décoloré.

La *limonade émétisée*, dont on donne une demi-verrée, toutes les demi-heures, se prépare en faisant dissoudre dans un litre de limonade commune, un décigramme d'émétique et huit grammes de sucre.

La *poudre vomitive* se compose par le mélange exact d'une partie de tartre stibié et de soixante d'ipecacuanha, le tout réduit en poudre. La dose est d'un gramme.

Les *tablettes émétiques* se préparent avec deux

24.

grammes de tartre stibié, huit grammes d'ipecacuanha et cent grammes de sucre. On fait une masse de ces poudres avec de la gomme adragant dissoute dans quantité suffisante d'eau de fleurs d'oranger pour avoir un mucilage de bonne consistance, et on la divise en cent quarante-quatre tablettes dont chacune contient un quart de grain d'émétique et un grain d'ipecacuanha.

Le *mixture contre le croup*, que l'on dit propre à favoriser l'expulsion des fausses membranes, et que l'on prend par cuillerées, se fait en ajoutant au solutum de sept centigrammes et demi d'émétique dans cent vingt-cinq grammes d'infusum de polygala, douze grammes d'oximel scillitique et une once de sirop d'ipecacuanha.

Le tartre stibié entre dans un très-grand nombre de préparations particulières. Pris à l'intérieur, en grande quantité, il agit comme un poison violent et peut donner lieu à une inflammation très-vive de tout le canal intestinal s'il est absorbé, non vomi : dans ce dernier cas, les accidens se réduisent à des vomissemens excessifs, qu'on diminue, qu'on arrête, avec l'eau sulfureuse et surtout les décoctum astringens, de kina, de bistorte, de tormentille, d'écorce de chêne, et toutes les substances qui forment avec l'oxide d'antimoine un composé insoluble, qui n'a plus ou presque plus d'action sur l'économie animale. A petites doses, il occasionne des vomissemens fréquens et des évacuations alvines, et il a une action spéciale sur le canal digestif. Mais si on continue de le donner à de courts intervalles, on s'y habitue, on n'éprouve plus de vomissemens, le pouls se ralentit sans perdre de sa force et la transpiration cutanée est en général beaucoup augmentée : aussi s'en sert-on aujourd'hui, à hautes doses, et d'une

manière continue, dans le traitement des maladies inflammatoires aiguës.

Appliqué sur la peau, après l'avoir mêlé à un corps gras, ou seulement en en saupoudrant un emplâtre, il détermine ordinairement une éruption pustuleuse d'un aspect particulier, ou une inflammation plus ou moins intense. Voyez la *Pommade d'autenrieth*, (volume 1, page 391.)

CARACTÈRES DES SELS D'ANTIMOINE.

Plusieurs sels d'antimoine sont insolubles : le petit nombre qui est soluble jouit de la propriété émétique à un très-haut degré. Ceux à acides minéraux sont peu permanens, décomposés par l'eau en sous-sels insolubles et en sur-sels solubles. Ceux à acides végétaux sont encore plus solubles dans l'eau et ne sont point décomposés par elle.

Le solutum des sels d'antimoine est précipité en flocons blancs par la potasse, la soude et l'ammoniaque, mais ce précipité est redissous par un excès des deux premiers : l'acide hydrosulfurique et l'hydrosulfate de potasse y occasionent un précipité jaune-orangé. Une lame de zinc ou de fer, plongée dans le solutum de ces sels rendu acide, en précipite promptement l'antimoine à l'état métallique, sous forme de poudre noire qui s'attache en partie à la lame de zinc ou de fer. Il n'est point précipité par le ferro-hydrocyanate de potasse, et il l'est en blanc par l'acide gallique et l'infusum de noix de galles.

Nota. Quoique l'antimoine soit sujet à contenir de l'arsenic qui puisse l'accompagner dans quelques-unes de ses préparations, la quantité est trop minime pour exercer quelque influence délétère. Le pharmacien qui veut l'employer absolu-

ment pur, réduit par le charbon l'oxide que l'on obtient en étendant d'une grande quantité d'eau l'hydrochlorate ou le chlorure d'antimoine.

CUIVRE.

Vénus. — Le *cuivre* à l'état *métallique* se trouve en petite quantité dans toutes les mines, soit de cuivre pyriteux, soit de sulfure de cuivre, soit de carbonate, rarement dans le minerai même, si ce n'est avec le carbonate, mais plutôt engagé dans les roches ou les matières terreuses qui les accompagnent. On le recouvre aussi quelquefois dans les amygdalites du terrain secondaire, accompagné de carbonate ou d'hydrosilicate. Il a été quelquefois trouvé en morceaux, même assez volumineux, dans les sables des plaines et des rivières. Il se forme assez souvent dans les travaux des mines, par la décomposition des minerais dont il fait partie, et il est alors connu sous le nom de *cuivre de cémentation*.

Le sulfure de cuivre et fer, *cuivre pyriteux*, est très-abondant. Il se trouve plus particulièrement dans les terrains primitifs, dans le gneiss ou le micaschiste, où il est quelquefois en filon, et le plus souvent en amas ; dans les euphotides primitives ou les roches schisteuses subordonnées. Il s'en trouve aussi dans les terrains intermédiaires, dans les schistes argileux qui se rapprochent le plus de ces terrains : dans les dépôts schisteux des terrains intermédiaires bien décidés et plus ou moins grossiers : dans la serpentine, qui alterne avec le schiste argileux intermédiaire. Enfin il existe dans les premiers dépôts de la période secondaire, soit dans le grès rouge, soit dans les schistes bitumineux, désignés alors sous le nom de *schiste cui-*

vreux, qui sont subordonnés au calcaire gris ou noirâtre des terrains secondaires.

Le *sulfure de cuivre* se trouve quelquefois avec les minerais précédens, mais toujours en petite quantité, et appartient aux terrains intermédiaires. En sibérie, on le trouve en grande quantité, en rognons plus ou moins volumineux.

Le carbonate de cuivre hydraté existe dans toutes les mines précédentes, comme partie accidentelle. C'est tantôt le carbonate bleu, *azur de cuivre*, *azurite*, cristallisé : tantôt le carbonate vert, *malachite*, *vert de montagne*, mamelonné, fibreux, terreux, etc., qui se trouvent l'un et l'autre dans les cavités de la mine, rarement en quantité notable. Le principal gisement du carbonate bleu, en grande masse, paraît être le grès rouge. Le carbonate anhydre est brun, est souvent mélangé avec la malachite qui lui donne une teinte verte, et ne donne pas d'eau par calcination.

Les différens mélanges, ou doubles et triples sulfures, *cuivre gris*, sont assez communs, mais en masses peu considérables, dans les mines de cuivre pyriteux, dans les mines d'argent, les mines de plomb et de cuivre argentifères.

Le *protoxide de cuivre* se trouve dans les mines de cuivre pyriteux, dans celles de sulfure et de carbonate de cuivre. Il est peu abondant et se trouve en veines ou en petits amas dans la roche environnante ou dans la gangue des filons, rarement mélangé avec les autres minerais, si ce n'est dans les dépôts de carbonate.

Le *deutoxide de cuivre* provient de la décomposition des carbonates et des sulfures, n'existe qu'en très-petite quantité, quoiqu'il ne soit pas rare.

L'*Hydrosilicate de cuivre* n'existe que dans quel-

ques mines où il accompagne fréquemment le carbonate. Celui qui est cristallisé, *dioptase*, ne se trouve que dans les mines de la Bucharie chinoise.

Le *Séléniure de cuivre* est très-rare et se trouve sous forme dendritique, dans les fissures d'un carbonate de chaux lamellaire, dans les mines du Smoland. Le séléniure de cuivre et argent, *eukairite*, est aussi très-rare et se trouve dans la même gangue.

Le chlorure de cuivre, *atakamite* quand il est cristallisé : *sable vert du Pérou*, parce qu'on le trouve sous la forme de sable dans le lit de quelques petites rivières de ce pays, et mêlé avec du quartz, existe aussi dans le voisinage de quelques volcans, et notamment au Vésuve, où il se sublime et se concrétionne dans les fissures des laves.

Le *phosphate de cuivre* a pour gangue le quartz hyalin, sur lequel se trouvent aussi du protoxide et du cuivre natif.

L'arseniate de cuivre est très-rare, toujours accompagné de cuivre pyriteux, de protoxide de cuivre, d'arseniure et de peroxide de fer. *L'arseniate de cuivre et de fer* ne s'est rencontré encore que dans quelques localités.

Le sulfate de cuivre, *couperose bleue*, se produit journellement par la décomposition du sulfure de cuivre, exposé au contact successif ou simultané de l'air et de l'eau.

Le chromate de cuivre et de plomb, *vauquelinite*, accompagne le chromate de plomb dans les mines de Sibérie.

Les seuls minerais de cuivre que l'on exploite pour l'extraction de ce métal sont, le cuivre pyriteux, le sulfure de cuivre et quelquefois le car-

bonate. Le premier est le plus commun : les autres, qui s'y trouvent accidentellement mélangés, sont traités conjointement avec lui. En Sibérie, le sulfure et le carbonate de cuivre, plus communs qu'ailleurs, forment l'objet principal de l'exploitation. A Chessy on traite l'oxide et le carbonate.

On brise le minerai de cuivre en petits morceaux, et ce n'est que dans quelques cas qu'on est forcé de pratiquer le bocardage et le lavage.

Pour retirer le cuivre de l'oxide et du carbonate natif, on traite ces substances par le charbon dans le fourneau à manche.

Le sulfure de cuivre et de fer, et celui de cuivre qui est toujours accompagné d'une certaine quantité de persulfure de fer, sont d'abord grillés en les plaçant en petits morceaux sur un lit de bois allumé, ou en les disposant en pyramides tronquées, au milieu desquelles se trouve un canal vertical. Pendant le grillage, qui dure plusieurs mois, une partie du soufre est brûlée, le cuivre et le fer sont oxidés, et une autre portion de soufre, volatilisée par la chaleur, se sublime et se condense à la partie supérieure des pyramides, dans les cavités qui y sont pratiquées.

Lorsque la mine a été ainsi grillée, on procède à la fusion dans un fourneau à manche. On met du charbon pour réduire les oxides de cuivre et de fer, et des substances pierreuses, tantôt pour aider la vitrification de celles que renferme naturellement le minerai, tantôt seulement pour arrêter l'ardeur de la fusion et mieux obtenir la séparation du cuivre. On ajoute de la silice pour entraîner plus facilement le fer dans les scories, lorsque ce métal se trouve en trop grande quantité dans le minerai.

Cette fusion donne un composé brun, fragile,

matte, débarrassé des parties terreuses, souvent de la plus grande partie du fer et qui renferme moins de soufre et plus de cuivre que la mine. On concasse la matte, on la soumet à un grand nombre de grillages successifs, on la fond de nouveau et l'on ajoute encore de la silice. Cette seconde opération donne du *cuivre noir*. Le cuivre noir est ensuite affiné, s'il ne renferme pas d'argent, ou traité d'une manière particulière, s'il y en a quantité suffisante pour procurer quelques bénéfices. Le cuivre noir non argentifère, est placé dans un fourneau à reverbère, dont le sol un peu convexe est brasqué avec du charbon et de l'argile. Pendant la fusion on dirige le vent de deux forts soufflets sur le bain métallique, pour oxider toutes les substances étrangères qu'il renferme, et qui en sont susceptibles. Ces matières réduites en scories s'élèvent à la surface du bain, et lorsqu'elles ont été soigneusement enlevées avec un ringard en fer, et qu'il ne s'en forme plus, on coule le cuivre dans un bassin de réception situé au-dessous, d'où on l'enlève par portions en refroidissant sa surface avec une petite quantité d'eau et séparant la croute solide qui s'y forme avec un ringard. Le cuivre ainsi solidifié en plaques rondes garnies de nombreuses aspérités est connu sous le nom de *cuivre rosette*. D'autres fois on le coule en lingots que l'on porte au martinet ou au laminoir pour disposer le métal à être livré au commerce.

Le cuivre est d'une couleur rouge brillante très-particulière. Il est bien ductile soit sous le laminoir, soit à la filière. Frotté entre les mains il répand une odeur nauséabonde; mis sur la langue il fait éprouver une saveur désagréable : il est le plus sonore des métaux. Sa pesanteur spécifique est de 8,895. Il n'est volatil à aucune tempéra-

ture, il ne fond qu'au-dessus du rouge à une chaleur qu'on a évaluée à 788 centigrades, 27° du pyromètre de Wedgwood. Il s'enflamme avec le contact de l'air et brûle avec une flamme verte très-brillante. On ne peut l'obtenir cristallisé qu'avec beaucoup de difficulté, en pyramides quadrangulaires, insérées souvent les unes dans les autres. L'air et l'oxigène secs n'ont pas d'action sur ce métal à la température ordinaire, mais s'ils sont saturés d'humidité ils ternissent sa surface, et l'oxide qui se forme absorbe peu à peu l'acide carbonique et se convertit en sous-deuto-carbonate de cuivre hydraté de couleur verte. Ce sel que l'on désigne vulgairement sous le nom de *vert de gris*, reste à la surface et la recouvre d'un enduit solide qui défend le reste du métal d'une altération successive. En contact avec l'air ou l'oxigène à une température rouge, le cuivre s'oxide promptement et se transforme en oxide brun, *battiture de cuivre*, qui se brise en morceaux et se détache facilement des parties qui sont encore métalliques, parce que le cuivre se contracte beaucoup plus par le refroidissement que la croute d'oxide. L'eau pure n'exerce aucune action sur le cuivre ni à froid ni à chaud, mais lorsqu'elle contient de l'air elle en détermine l'oxidation lentement. L'altération de ce métal est surtout bien marquée au contact de la surface de l'eau et de l'air.

Le cuivre est employé pour le doublage des vaisseaux, ce qui les met à l'abri de la piqure des vers, mais comme seul il s'altère très-vite dans l'eau de la mer, on met pour le garantir des bandes de fer ou de zinc à la distance de quatre pieds. Le fer ou le zinc s'oxide, le cuivre reste toujours brillant, pur, et il n'adhère à sa surface ni plantes, ni mollusques.

On en fait des plaques pour la gravure au burin ou à l'eau forte, et par ce moyen on multiplie les copies des chefs-d'œuvres et les dessins en perspective ou en projection d'une multitude d'objets.

C'est un des signes représentatifs de tous les produits de notre industrie. La monnaie de cuivre est formée de cuivre pur : les autres soit d'argent, soit d'or, contiennent un dixième de cuivre.

Il entre aussi dans la composition de tous les ustensiles, vases et ornemens d'or et d'argent : à l'état de pureté, ces deux derniers métaux seraient trop mous pour conserver long-temps les formes que l'art leur donnerait : au lieu qu'en les combinant avec une petite quantité de cuivre, ils acquièrent de la dureté.

On ne saurait trop prendre de soins dans l'usage de tous les ustensiles de cuivre, puisque ce métal est très-dangereux. Les lois le défendent dans la vente du sel, du lait et de plusieurs alimens. Les fontaines, les reservoirs, les tuyaux, les robinets faits avec ce métal ou ses alliages ne sont pas moins dangereux que les ustensiles de nos cuisines, et souvent même ils sont plus pernicieux, parce qu'on ne les soigne pas autant. Pour éviter les dangers du cuivre, on recouvre les surfaces de ce métal, lorsqu'il est employé à nos usages domestiques, d'une couche d'étain ou d'argent, opérations préservatrices que l'on nomme vulgairement *étamage* ou *plaqué*. On commence à étamer le cuivre avec un alliage formé de 8 parties d'étain et d'une de fer. Ce nouvel étamage dure quatre fois autant que l'autre.

Allié au zinc ou à l'étain, et quelquefois à tous deux, il constitue le *cuivre jaune*, *l'airain*, le *bronze*, compositions employées non moins fréquemment que le cuivre pur à la production d'ob-

jets divers, *cloches*, *statues*, *mortiers*, *bouches à feu*, *tamtam* (qu'on trempe rouge dans l'eau froide pour le ramollir, le travailler et auquel on rend ensuite sa dureté pour en faire un instrument très-sonore, en le chauffant et le laissant refroidir lentement), etc, où toute la ductilité du cuivre pur n'est pas d'une nécessité absolue.

PROTOXIDE DE CUIVRE.

On le rencontre tout formé dans la nature. On l'obtient artificiellement en faisant chauffer un excès de cuivre très-divisé dans l'acide hydrochlorique. Il se dégage de l'hydrogène et il se forme du chlorure de cuivre qui se précipite en poudre blanche insoluble par l'addition de l'eau. On traite ce précipité par un solutum de potasse caustique et l'on obtient du protoxide de cuivre hydraté, en flocons jaunes foncés, qu'on lave à l'eau chaude. En chauffant ce protoxide à l'abri de l'air, il perd son eau et se convertit en poudre rouge.

Ce protoxide pur est rougeâtre, jaune orangé lorsqu'il est combiné à l'eau. Il est fusible au-dessus de la température rouge, sans décomposition s'il est abrité de l'air, autrement il absorbe l'oxigène et passe à l'état de peroxide. Il est formé de cuivre 100 et 12,5 d'oxigène. Il se dissout dans l'ammoniaque et ce solutum fait à l'abri de l'air est incolore et passe peu à peu au bleu par l'absorption de l'oxigène s'il est exposé au contact de l'air. Il est insoluble dans les acides, à moins qu'il ne se suroxide.

PEROXIDE DE CUIVRE.

On peut obtenir facilement le peroxide de cuivre pur, des écailles qui se sont formées sur la surface du cuivre chauffé au rouge. On l'obtient dans les laboratoires en traitant le cuivre par l'acide nitrique, décomposant le pernitrate qui en résulte soit par le feu, soit par la potasse. Dans ce dernier cas le peroxide est hydraté et en flocons bleu de ciel. On le lave à l'eau bouillante, il perd sa couleur, devient noirâtre et la calcination le fait passer à l'état anhydre. On peut aussi l'obtenir en calcinant fortement dans un creuset le sulfate de cuivre et lavant le résidu.

Ce peroxide de cuivre est brun-noirâtre, pulvérulent, fusible au-dessus de la chaleur rouge, décomposable à une température plus élevée en oxigène et en protoxide. Il n'a aucune action sur l'oxigène, ni sur l'air, seulement il absorbe peu à peu l'acide carbonique de l'atmosphère que l'action du feu lui enlève. Le charbon, l'hydrogène le réduisent avec facilité au rouge obscur : il en est de même pour toutes les substances organisées, aussi cet oxide est-il employé pour l'analyse des matières végétales et animales, qui sont brûlées et converties par ce moyen en eau, en gaz acide carbonique et en azote, dont les quantités peuvent être exactement appréciées. Il est composé de cuivre 100 et 25,2 d'oxigène. Employé autrefois, sous le nom de *crocus veneris*, dans les emplâtres, comme dessicatif, et dans les onguens à titre de cathérétique : sous le d'*œs astum*, comme vomitif, fort purgatif et surtout anti-épileptique. Il se dissout dans l'ammoniaque et lui communique de suite une couleur bleue d'azur plus ou

moins foncée, suivant les proportions. Cet ammoniure de cuivre est encore quelquefois employé sous le nom de *teinture bleue* (une partie de peroxide et vingt-cinq d'ammoniaque liquide) dans les hydropisies, à la dose de trois gouttes le matin, dans de l'eau miellée, et augmentant de trois gouttes pendant huit jours de suite, dose à laquelle on s'arrête. Dans l'épilepsie il est usité plus souvent et de la même manière.

PERCHLORURE DE CUIVRE.

L'acide hydrochlorique en réagissant sur le peroxide de cuivre forme du perchlorure de cuivre qui colore l'eau en beau vert. Par évaporation on obtient des cristaux d'un vert bleuâtre, qui exposés au feu, perdent leur eau.

Ce perchlorure anhydre est en masse friable, d'une couleur jaune brunâtre; il attire l'humidité de l'air et se convertit en liquide verdâtre sale. Une chaleur rouge le décompose, dégage la moitié du chlore et il reste un protochlorure fixe. L'eau le dissout facilement et les alcalis précipitent de ce solutum du peroxide de cuivre hydraté en flocons bleu de ciel. Il est composé de cuivre 100 et 112,7 de chlore.

Une partie de ce perchlorure et trois d'éther sulfurique constituent l'*éther cuivreux* qu'on emploie dans l'épilepsie, à la dose de quelques gouttes.

PROTOSULFURE DE CUIVRE.

On employait autrefois sous le nom d'*œs veners*, un protosulfure de cuivre artificiel obtenu en chauffant ce métal avec la moitié de son poids de soufre, dans un creuset fermé. L'excés du soufre

est volatilisé et le cuivre se trouve converti en protosulfure d'un gris noirâtre, plus fusible que le cuivre, indécomposable par la chaleur dans des vases fermés, sans action sur l'air à la température ordinaire; transformé en acide sulfureux et en sulfate à une douce chaleur et avec le contact de l'air, et en peroxide de cuivre et en acide sulfureux à une température élevée. Ce sulfure ne diffère en rien de celui qui existe tout formé dans la nature. Il est composé de cuivre 100 et 25,6 de soufre. On s'en servait pour guérir l'épilepsie: il est émétique et purgatif. Inusité aujourd'hui.

Pour la teinture, la peinture des toiles, et la préparation d'une grande partie du sulfate de cuivre qu'on consomme dans les arts, on prépare ce protosulfure en stratifiant dans un très-large creuset des lames de cuivre et du soufre, et soumettant à l'action du feu qui fond ces substances et opère leur combinaison.

DEUTOSULFATE DE CUIVRE.

Calcanthe? de Pline. *Couperose bleue. Vitriol bleu. Vitriol de Chypre.* On se contente ordinairement de purifier celui du commerce par dissolution et cristallisation. Si on veut le préparer soi-même, on traite le peroxide de cuivre par l'acide sulfurique qui, même affaibli, le dissout facilement. Si on emploie le cuivre métallique, l'acide doit être concentré et bouillant. Le cuivre lui enlève une portion de son oxigène, en dégage beaucoup de gaz acide sulfureux, et l'oxide se combine avec l'acide non décomposé. On chauffe deux parties d'acide et une de métal, jusqu'à parfaite dessication. La masse restante qui est d'un gris sâle ou brunâtre est lavée avec de l'eau distillée, qui prend

une belle couleur bleue, qu'on évapore jusqu'à pellicule pour qu'elle donne des cristaux par le refroidissement.

Le sulfate de cuivre est préparé en grand, soit par l'évaporation de quelques eaux qui le tiennent en solution, soit en brûlant des sulfures de cuivre natifs, soit en laissant effleurir ou sulfatiser les sulfures à l'air après les avoir légèrement grillés et humectés. Quand le cuivre et le soufre se sont oxigénés au maximum, on lessive ces matières dans l'eau, on évapore le solutum et on le laisse cristalliser dans de grands vases où il dépose des masses considérables de cristaux.

Le deutosulfate de cuivre se présente en gros prismes octaédriques ou décaédriques, d'un beau bleu, transparens, jouissans de la double réfraction. Il a une saveur âcre, métallique, styptique et presque caustique. Sa pesanteur spécifique est de 2,1943. Il s'altère légèrement par le contact de l'air, perd une partie de son eau de cristallisation et s'effleurit sous la forme d'une poussière bleue-blanchâtre, mais cette efflorescence se borne à la surface du sel. A une douce chaleur, il éprouve la fusion aqueuse, perd peu à peu toute son eau de cristallisation et se transforme en une masse blanche pulvérulente (deutosulfate de cuivre anhydre.) Une température élevée le décompose et fournit du gaz oxigène, du gaz acide sulfureux, et des vapeurs blanches très-épaisses et très-acides qui se condensent par l'abaissement de température en un liquide visqueux très-dense, et qui fume à l'air, mélange d'acide sulfurique sec et hydraté. Le résidu de cette calcination est du peroxide de cuivre. Il n'exige que quatre parties d'eau froide pour se dissoudre et l'eau bouillante en dissout la moitié de son poids : aussi cristallise-t-il

presque aussi bien par le refroidissement que par l'évaporation lente. Il est composé de 31,33 acide : 32,22 peroxide de cuivre et 36,30 d'eau.

Ce sel est employé de la manière la plus avantageuse pour la destruction de la carie des blés destinés à la semence, carie qui n'est qu'une plante parasite, un champignon de la famille des *uredo*. On met le grain dans un cuvier et on y verse de l'eau pour recouvrir le grain. Pour chaque hectolitre de grain, en dissout 192 grammes de deuto sulfate de cuivre et on verse dans le cuvier. On agite pour bien mêler ces substances, on enlève tout ce qui surnage et on le jette, car ce grain empoisonnerait la volaille, etc. Après une heure et demie d'immersion on décante l'eau, et au bout de douze heures le grain est assez sec pour être semé, sans être obligé de le déplacer. Si au lieu de le semer de suite, on le renfermait, il faudrait choisir des sacs bien propres, bien lavés, et exempts de poussière qui contiendrait encore les germes de la carie. Ce procédé est préférable à celui de la chaux, car le grain est alors toujours couvert de cette substance qui nuit à la germination, et on a par le sulfatage cuivreux du grain la certitude d'une récolte sans charbon, ni carie.

Il est très-employé pour la teinture en bleu, c'est lui qui fournit la matière colorante des plumes bleues dont on fait des panaches. On colore ces plumes, en les tenant plongées dans un solutum de deutosulfate de cuivre en ébullition.

Il entre dans la teinture en noir et lui donne de la solidité, mais on l'emploie à une dose bien moindre que le persulfate ou le peracétate de fer qui font d'ordinaire la base de cette composition.

Il est un des principaux mordans du principe colorant jaune.

On le fait entrer aussi dans la teinture violette, et dans ce cas on l'allie avec le salpêtre, le sel marin, l'acétate de fer, etc.

On l'emploie pour la préparation du *vert du scheèle* en décomposant son solutum par celui d'arsenite de potasse, et il se précipite du deutoarsenite de cuivre.

En médecine, il est usité à l'extérieur comme léger escarrotique : il entre dans la composition de certains collyres, et de plusieurs médicamens externes : l'*eau céleste*, qui est employée parfois comme collyre, s'obtient en dissolvant deux grammes de deutosulfate de cuivre dans un litre d'eau distillée et ajoutant ensuite six grammes d'ammoniaque liquide. Le précipité qui se forme d'abord ne tarde pas à se redissoudre dans l'excès d'ammoniaque et en produisant une belle couleur bleue céleste. Voyez *pierre divine*, volume 1, page 307. On l'a employé intérieurement, depuis un huitième de grain jusqu'à un grain et même deux, comme anti-spasmodique, vomitif, et surtout dans les empoisonnemens par l'opium et l'arsenic; mais il est éminemment vénimeux.

DEUTOPHOSPHATE DE CUIVRE.

On fait dissoudre du phosphate de soude dans l'eau distillée et on verse dans ce liquide un solutum de sulfate de cuivre jusqu'à ce qu'il ne s'y fasse plus de précipité. Aussitôt le deutophosphate de cuivre apparaît en poudre bleue verdâtre. Ce sel est insoluble dans l'eau, soluble dans les acides qui le transforment en biphosphate : sa pesanteur spécifique est 1,9158. Exposé au feu, il perd son eau et devient brun. Il est composé de peroxide 49,5 d'acide 35 et 12,5 d'eau. Il est très-employé

en Angleterre, à la dose d'un quart de grain, comme anti-spasmodique.

DEUTONITRATE DE CUIVRE.

On l'obtient en décomposant le solutum de douze parties de sulfate de cuivre par celui de huit parties de nitrate de chaux et filtrant, ou en traitant le cuivre par l'acide nitrique étendu de son poids d'eau. Une partie de l'acide est décomposée en deutoxide d'azote qui se dégage et en oxigène qui se porte sur le cuivre. Cet oxide de cuivre se dissout dans le reste de l'acide. On fait cristalliser par concentration.

Les cristaux sont des parallélipipèdes allongés, transparens, d'une belle couleur bleue, légèrement déliquescents, d'une saveur âcre très-styptique. Exposé au feu, il éprouve la fusion aqueuse, se dessèche, et ensuite se décompose à une chaleur rouge-obscur en donnant de l'oxigène, de l'acide nitreux et du peroxide de cuivre pur.

Il est composé d'acide nitrique 21,6 : de 64 de peroxide de cuivre et de 14,4 d'eau.

Il sert à la préparation du peroxide : à celle des *cendres bleues* qu'on obtient en jetant un excès d'hydrate de chaux dans un solutum de deutonitrate de cuivre : le précipité qui a une couleur bleu-ciel est un mélange d'hydrate de chaux et de peroxide de cuivre ; il est très-employé dans la fabrication des papiers peints.

Le deutonitrate de cuivre mis en contact avec le tissu de la peau le corrode peu à peu : on s'en sert quelquefois comme escarrotique et il existe en quantité plus ou moins considérable dans le nitrate d'argent ou pierre infernale qu'on prépare avec de l'argent qui n'est pas pur.

SOUS-DEUTOACÉTATE DE CUIVRE.

Vert de gris. Verdet. On le prépare dans le midi de la France, en plaçant dans des caves, entre des couches de marc de raisin, des lames de cuivre, et les abandonnant ainsi pendant cinq à six semaines. Alors le cuivre est recouvert d'une couche verdâtre de sous-deutoacétate, qu'on enlève et on replace le cuivre entre de nouvelles couches de marc. Cette dernière substance contient toujours une certaine quantité de vin, qui est converti peu à peu en vinaigre. Cet acide détermine, au contact de l'air humide, l'oxidation du cuivre : ces deux produits se combinent à mesure pour former le sous-acétate.

Ce sel est pulvérulent, d'un vert bleuâtre, inaltérable à l'air, décomposable par la chaleur. En contact avec une grande quantité d'eau, il est transformé en acétate qui se dissout et en hydrate de peroxide de cuivre insoluble.

On en fait usage dans la peinture à l'huile et dans quelques opérations de teinture.

En raison de son action vénéneuse, il n'entre guères plus que dans des préparations externes, quoiqu'on l'ait proposé comme un bon excitant dans les affections scrofuleuses et cancéreuses et qu'il soit moins violent que le sulfate de cuivre. Mêlé par trituration à 144 parties d'huile d'oliors, il constitue le *liniment cuivreux*, qu'on emploie pour le pansement de certains ulcères vénériens.

Avec quinze parties de basilicum et une de sous-acétate de cuivre, on a l'*onguent de cuivre.*

Le *cérat vert* se prépare avec une partie de vert de gris, une partie d'huile d'olives, 19 de cire jaune et sept de térébenthine. Cette composition est le

remède ordinaire des débitans d'arcanes pour la cure des cors. La composition varie quelquefois et l'on y ajoute de la poix résine, du galbanum, de la gomme ammoniaque, du diachylum simple, etc.

Le *baume vert*, *baume de metz*, est composé de trois parties de sous-acétate de cuivre, une et demie de sulfate de zinc, douze d'huile d'olives et deux de térébenthine. On l'emploie dans le pansement de certains ulcères atoniques et carcinomateux. Pour l'oximellite de cuivre, *onguent égyptiac*, on met dans une bassine de cuivre que l'on place sur un feu doux, cinq parties de sous-acétate de cuivre, sept de vinaigre et quatorze de miel. On fait cuire jusqu'à ce que le mélange ait acquis la consistance de miel épais et une couleur rouge très-prononcée qui vient du cuivre qui est à peu près réduit et à l'état pulvérulent. On doit avoir la précaution, chaque fois que l'on emploie cette préparation, de l'agiter : le métal, comme plus pesant, tendant toujours à se déposer. On s'en sert comme du baume vert, mais il est beaucoup moins actif.

Le sous-acétate de cuivre entre dans beaucoup d'autres préparations externes qui toutes sont employées pour réprimer les chairs fongueuses : pour détruire les excroissances syphilitiques et raviver des ulcères atoniques.

DEUTOACETATE DE CUIVRE.

Cristaux de vénus. Verdet cristallisé. On l'obtient en dissolvant à chaud le sous-acétate de cuivre dans l'acide acétique faible ou le vinaigre, évaporant le solutum et le faisant cristalliser.

Le deutoacétate de cuivre se présente en cris-

taux rhomboïdaux groupés les uns sur les autres et d'une couleur verte-bleuâtre : il a une saveur sucrée et styptique. Exposé à l'air sec, il s'effleurit un peu. Il est soluble dans l'eau et dans l'alcool.

Employé dans les laboratoires pour avoir l'acide acétique concentré ou *vinaigre radical*. Son solutum est usité sous le nom de *vert-d'eau*, comme couleur, pour le lavis des plans, et en médecine comme collyre résolutif. Le remède de Gamat et les *pilules de Gerbier*, que plusieurs praticiens assurent avoir administré avec succès dans les affections cancéreuses où l'excision et la cautérisation sont impraticables, renferment de l'acétate de cuivre cristallisé. On l'emploie à la même dose et dans les mêmes circonstances que le sulfate de cuivre.

EMPOISONNEMENT PAR LE CUIVRE.

Les huiles fixes dissolvant l'oxide de cuivre, il y a du danger de laisser séjourner dans des vases de ce métal, des médicamens ou des mets préparés avec l'huile, la graisse ou le beurre. Les préparations cuivreuses sont douées au plus haut degré des propriétés délétères les plus énergiques. Elles irritent et enflamment les tissus sur lesquels on les applique, déterminent tous les symptômes de l'empoisonnement par les corrosifs, et ne tardent pas à occasioner la mort. Le médicament le plus propre à les neutraliser est l'albumine ou blanc d'œuf délayé dans l'eau. Quelle que soit la dose à laquelle ces poisons ont été pris, on peut les empêcher d'agir, à la faveur d'une suffisante quantité de cette substance, qui a la faculté de les transformer en une matière d'un blanc-bleuâtre, insoluble dans l'eau et sans action sur l'éco-

nomie animale. Ici, comme pour tous les cas d'empoisonnement par une substance irritante, les contre-poisons ne sont utiles qu'autant qu'ils sont administrés peu de temps après l'ingestion du poison. Si l'inflammation est déjà développée lorsque le médecin est appelé, il doit la combattre par les moyens appropriés, tout en songeant à neutraliser le poison qui pourrait rester dans le canal digestif.

CARACTÈRES DES SELS DE CUIVRE.

Le protoxide de cuivre se décomposant, en présence des acides, en cuivre et en peroxide, ou leur enlevant de l'oxigène, ne forme pas de sels et on ne connaît que des sels à base de peroxide. Ils sont presque tous solubles dans l'eau, ou du moins ils le deviennent par l'addition d'un acide. Ils sont tous bleus ou verts, mais les bleus sont en plus grande quantité. La potasse et la soude y produisent un précipité bleu-ciel floconneux : l'ammoniaque versée en petite quantité y occasione un précipité bleuâtre pulvérulent, qui se dissout dans un excès de cet alcali en colorant le liquide en bleu foncé. L'hydroferrocyanate de potasse et mieux celui d'ammoniaque y forme un précipité rouge-marron. L'acide hydrosulfurique ou les hydrosulfates, un précipité noir. L'acide gallique un précipité brun : l'arsenite de potasse un précipité vert-d'herbe : l'iodure de potassium un précipité jaune-brunâtre. Une lame de fer plongée dans le solutum d'un sel de cuivre, se recouvre bientôt d'une couche de cuivre rouge très distincte : l'effet est instantané si le solutum est acide. Le zinc précipite le cuivre de ses dissolutions à l'état métallique.

MERCURE.

Argent-vif. — Le gîte principal des minerais de mercure est dans les dépôts qui commencent la série des terrains secondaires, le grès houiller, le grès, etc. Le mercure, à l'état métallique, se trouve fréquemment, mais en petite quantité, dans les fissures ou les diverses cavités du sulfure de mercure et quelquefois disséminé dans tout le minerai.

Le sulfure de mercure, *cinabre natif*, est la masse principale des mines de mercure que nous connaissons; souvent il est bituminifère, quelquefois ferrifère.

L'hydrargure d'argent, *mercure argental*, se trouve accidentellement dans quelques mines de sulfure de mercure, ainsi que le chlorure de mercure ou *calomel natif*.

Une petite partie de mercure métallique est extraite immédiatement du sein de la terre : le reste, beaucoup plus considérable, provient du traitement du sulfure, qui s'opère dans de grands appareils distillatoires, ou dans des cucurbites qui se placent au nombre de 30 à 50 dans des fourneaux disposés à cet effet. Tantôt la distillation se fait sans aucun intermède : c'est ce qui a lieu dans les grands appareils, où il y a circulation d'air; le soufre est alors converti en acide sulfureux qui se dégage en même-temps que le mercure. Tantôt, et c'est ce qui se pratique dans les petits appareils fermés, ou cucurbites, on fait un mélange des minerais avec une certaine quantité de chaux, dont l'objet est de s'emparer du soufre.

Le mercure fourni par le commerce contient

souvent du plomb, etc. On en juge par sa couleur variée et terne, les impuretés, la crasse dont il est couvert; par celle qu'il laisse sur les vaisseaux vernissés blancs, à la surface desquels on le promène : par la couleur noire dont il salit les mains ou les corps blancs sur lesquels on le frotte; parce qu'il ne se divise pas facilement en globules arrondis, mais semble s'aplatir, se rider, adhérer aux vases lorsqu'on le fait couler, se hérisser sur ses bords, *faire la queue* : par les globules qui ne se réunissent pas promptement dans leur contact; par la quantité de poudre noire et grise et les molécules étrangères à sa nature qui restent sur la peau à travers laquelle on le fait passer : par la poussière noire qu'il donne lorsqu'on l'agite avec l'eau; parce qu'il ne s'évapore pas promptement et tout entier au feu : parce qu'il laisse une tache tracée sur les corps dans lesquels on l'a chauffé. Le moyen ordinaire de reconnaître l'impureté du mercure est la distillation de ce métal. On le met dans une cornue de fer ou de grès lutée, au bec de laquelle on adapte une alonge en fer et on y lie un morceau de linge qui forme un canal et dont l'extrémité plonge dans l'eau dont le récipient est à moitié rempli. Par l'application de la chaleur, le mercure est volatilisé, promptement condensé en liquide et recueilli tout entier sous l'eau, dont on le sépare ensuite en le frottant avec des papiers non collés, en le desséchant à un feu doux, en le passant à travers une peau, en le malaxant avec de la mie de pain, du son bien sec et différens moyens siccatifs de même nature. Les matières étrangères et fixes qu'il contenait restent dans la cornue; mais comme une petite partie a été entraînée par le mercure dans sa volatilisation, le mercure ainsi distillé n'est pas très-pur. Le meil-

leur moyen consiste à dissoudre à froid, dans l'acide nitrique en excès, le mercure qu'on examine : ce solutum se trouble par l'eau, s'il y a du bismuth et le poids du précipité donne celui de ce métal : ensuite on le précipite entièrement par l'acide hydrochlorique, et si le précipité est mélangé de protochlorure de mercure et de chlorure de plomb, le premier étant volatil et celui de plomb fixe et fusible, on le chauffe dans une cornue de verre et on juge, par la proportion comparée de sublimé et de résidu que l'on obtient, du mélange que l'on avait.

Dans la crainte d'employer du mercure impur pour les usages importans auxquels ce métal est consacré, soit pour l'usage interne de la médecine, soit en physique, on l'extrait toujours, dans les laboratoires, du sulfure de mercure. On distille dans une cornue de fer ou de grès un mélange de fer et de sulfure de mercure natif ou artificiel. Le fer est ajouté à la quantité d'une demi-partie sur une partie de cinabre et bien mêlé en limaille fine avec ce composé mercuriel, par une exacte trituration. La distillation est faite avec les précautions déjà indiquées. Le fer qui a plus d'attraction pour le soufre que n'en a le mercure, le lui enlève : le mercure monte en vapeur, se condense dans l'eau et il reste dans la cornue du sulfure de fer. Quelquefois on emploie au lieu de limaille de fer, la chaux éteinte, et le résidu est alors du sulfure de calcium.

Le mercure, toujours fluide quand il est pur, à la surface et dans l'intérieur du globe, est brillant, éclatant, blanc comme l'argent auquel il a été comparé dans tous les temps. Il fait un très-beau miroir quand sa surface est bien nette. Sa pesanteur spécifique est de 13,568 ; aussi avait-on

remarqué depuis fort long-temps que les corps les plus lourds nageaient à sa surface et que l'or seul s'y enfonçait : il faut y ajouter aujourd'hui le platine et le tungstène. La divisibilité de ce métal liquide en une immense quantité de goutelettes par la pression à travers les pores des peaux apprêtées et son écoulement en pluie d'argent, sont donnés comme un exemple de la divisibilité de la matière. Il se congèle à — 40° et cristallise quelquefois en octaèdres au moment de sa solidification. Alors il s'aplatit sous le marteau, mais il ne tarde pas à fondre en absorbant promptement du calorique aux corps environnans. Mis dans un tube métallique auquel il peut s'allier, le mercure présente une surface concave : dans un tube de verre sa surface est convexe, ce qui dépend du peu d'attraction qu'il a pour les molécules du verre.

Le mercure paraît froid lorsqu'on y plonge la main, parce qu'il enlève promptement par un grand nombre de points à la fois, le calorique de la peau. C'est encore en raison de cette propriété conductrice qu'un fer rouge plongé dans le mercure y pert à l'instant même sa rougeur qu'il aurait conservée quelque temps dans l'air et même dans l'eau.

Il forme, comme tous les autres liquides, de petites quantités de vapeurs à la température ordinaire. A + 350° le mercure bout, se réduit en vapeur et se volatilise. Si cette expérience est faite dans l'air, le mercure se condense d'abord en une fumée blanche qui peut nuire beaucoup aux animaux. On la fait dans des vases fermés pour l'extraction et la purification du mercure.

Il est très-bon conducteur de l'électricité. C'est à cette propriété qu'est due vraisemblablement la phosphorescence et la lumière assez éclatante

qu'il exhale lorsqu'on l'agite dans le vide, par le frottement qu'il éprouve contre les parois du tube.

On ne peut méconnaître une odeur et une saveur bien marquées dans le mercure. Il suffit de le frotter quelque temps dans ses mains pour s'assurer de ces propriétés. La peau en retient assez et il est assez divisé sur cet organe pour que les nerfs olfactifs en soient très-sensiblement affectés. En le posant sur la langue on y trouve une espèce de saveur âcre, austère, qui quoique analogue à celle de plusieurs autres métaux, a cependant un caractère particulier bien prononcé, que l'habitude apprend à distinguer. C'est à cette saveur que plusieurs médecins attribuent la propriété bien avérée qu'a le mercure de tuer les petits insectes et les vers. C'est aussi à cela que plusieurs rapportent les effets de ce métal dans quelques affections cutanées, dont ils ont en même temps cru trouver et expliquer la cause dans des insectes microscopiques.

L'oxigène et l'air, secs ou humides, n'ont aucune action sur le mercure à la température ordinaire, mais à une température voisine de son point d'ébullition, ils l'oxident peu à peu et le transforment en peroxide de mercure. L'eau n'exerce aucune action sur lui ni à froid, ni à chaud.

Le mercure nous fournit des instrumens du plus grand intérêt. Resserré dans un tube de verre, d'un très-faible diamètre, sa dilatabilité permet de constater tous les degrés de chaleur, dans un milieu quelconque, par son expansion, depuis le point de congélation du métal liquide, jusqu'à celui de sa volatilisation (*voyez thermomètre, page* XXIII *de l'introduction*) Il en est de même du *baromètre*, où la gravité d'une colonne de mercure

de 0 m. 76 c. faisant équilibre à la pression atmosphérique, donne la facilité de mesurer la diminution ou l'accroissement de cette pression.

Il est d'un grand secours pour le dégagement de gaz susceptibles de s'altérer par leur séjour sur tout autre liquide. Son alliage facile avec l'étain, par la seule pression, l'a rendu précieux pour la confection des miroirs de verre qui réfléchissent la lumière en renvoyant les images aussi bien que feraient les métaux éclatans les mieux polis. Allié à l'or, il sert pour la dorure en or moulu. C'est avec le mercure qu'on exploite beaucoup de mines d'or et d'argent. On s'en sert aussi pour extraire la majeure partie de ces métaux contenus, soit dans les cendres d'orfèvre, soit dans les cendres de divers ouvrages de dorure qu'on brûle exprès pour en retirer ces métaux. Allié à l'argent, il sert pour l'application de ce métal sur le cuivre. Allié au bismuth, il est particulièrement employé pour étamer l'intérieur des bouteilles et globes de verre. Avec le plomb, l'étain et le bismuth, il forme un alliage très-fusible, propre aux injections anatomiques.

En médecine, ses usages sont très-importans. Il était autrefois employé dans les coliques dites *miserere* et on en prenait seize grammes toutes les demi-heures. L'eau dans laquelle on a agité longtemps ou dans laquelle on a fait bouillir du mercure, est encore quelquefois administrée aux enfans à la dose de seize grammes à cent, pour les enfans d'un à six ans qu'on veut débarrasser des ascarides et des lombrics.

Une partie de mercnre triturée avec deux de gomme arabique en poudre et quantité suffisante d'eau pour faire un mucilage, jusqu'à ce que le métal ait disparu, constituent le *mercure gom-*

meux de plenk, qui est employé dans l'ophthalmie et l'angine dites vénériennes et contre les ascarides lombricoïdes. Cette même préparation avec parties égales de sirop d'opium, donne le *sirop mercuriel de plenk.* Une partie de mercure, triturée jusqu'à extinction parfaite avec 24 de gomme arabique en poudre et quantité suffisante de sirop de chicorée composé, fournit le *sirop mercuriel de Lagneau* en ajoutant le reste de 36 parties de sirop de chicorée. Ces deux sirop sont administrés de manière à ce que le malade ne prenne que de six à huit grains de mercure par jour.

Ce même mercure gommeux entre dans la composition de tablettes, de pilules, qu'on divise en petites masses qui chacune contiennent deux grains de mercure. Si à la gomme arabique on substitue le sucre, on a le *mercure saccharin* ou sucre anthelmintique qu'on fait prendre, à la même dose, aux enfans ou aux sujets délicats atteints de maladies vénériennes, dans du chocolat ou dans du café.

Les *bols bleus* se préparent avec une partie de mercure qu'on éteint dans deux parties de conserve de roses. Des pilules à peu près semblables se préparent avec le miel despumé ou l'extrait de réglisse mou, et sont alors désignées sous le nom de *pilules de mercure miellé*, et *pilules de mercure glycyrrhizé.*

Le *mercure alcalisé* se prépare en triturant jusqu'à parfaite extinction une partie de mercure et deux de carbonate de chaux. Quelquefois on emploie la magnésie : tantôt on le donne en poudre, tantôt on en fait des pilules en l'incorporant à la conserve de roses. Quelquefois on le mèle avec

quatre parties de miel rosat, et le produit est employé pour toucher les ulcères vénériens.

Les *pilules de mercure térébenthiné* s'obtiennent en éteignant le mercure dans son poids de térébenthine et y ajoutant quantité suffisante de poudre de réglisse. Les pilules d'*onguent mercuriel* se préparent avec l'onguent mercuriel et la poudre de réglisse. Les *pilules de sédillot* contiennent de plus un poids égal de savon médicinal.

Uni par trituration à son poids d'axonge, il fournit l'*onguent mercuriel* (volume 1 page 288). Celui-ci allongé avec trois parties d'axonge et un peu de staphysaigre pulvérisée, forme *l'onguent contre les poux :* mêlé à trois parties d'emplâtre simple, il constitue l'*emplâtre mercuriel*, qu'on applique sur les bubons vénériens, sur les tumeurs indolentes produites par le gonflement des glandes lymphatiques, comme résolutif et fondant; allongé d'un cinquième de camphre, il est employé en frictions le long de l'urèthre, dans l'urétrite cordée, et si l'on ajoute autant de savon que de camphre, on s'en sert dans les périostoses et les engorgemens de l'épididyme.

Le mercure, trituré jusqu'à extinction parfaite, avec deux parties de graphite en poudre donne l'*éthiops graphitique*, préconisé contre les dartres, à la dose de dix grains. Quatre parties de cet éthiops graphitique, mêlées avec une de rhubarbe en poudre, huit d'extrait de chicorée, et quantité suffisante de miel despumé, constituent l'*électuaire anti-herpétique*.

Une partie d'onguent mercuriel, douze d'huile d'amandes et une d'alcool à l'opium, donnent le *liniment mercuriel opiacé*, conseillé dans les ulcérations du gland, en bains, ou en injections,

suivant l'état du prépuce, plusieurs fois par jour.

L'onguent mercuriel et le cérat opiacé, mêlés à parties égales, sont souvent employés en frictions sur l'abdomen, plusieurs fois par jour, vers la fin de la péritonite, et dans le pansement des ulcères vénériens qui occasionent de vives douleurs.

En éteignant le mercure avec des substances purgatives, on a les *pilules mercurielles purgatives*, les *pilules de béloste*, les *pilules napolitaines*, qui varient par les quantités de mercure, d'aloës, de scammonée, de jalap, etc., qu'elles contiennent, et dont la dose ne peut être indiquée sûrement que d'après leur composition. Elles sont employées comme anti-vénériennes, comme purgatives, comme anthelmintiques, comme anti-scrofuleuses, etc.

Avec l'oxigène, le chlore, l'iode, le brome, le soufre, etc., il produit des combinaisons très-employées, dont la préparation et les propriétés vont être détaillées.

PROTOXIDE DE MERCURE.

Ethiops per se. Oxide noir de mercure. — On ne peut l'obtenir directement, et isolé de ses combinaisons : il est peu stable. La moitié de l'oxigène abandonne le mercure auquel il était uni, s'unit à l'autre partie qui était déjà oxidée, et l'on a ainsi un mélange de peroxide de mercure et de mercure métallique qu'on peut séparer par la pression.

On forme ce protoxide en dissolvant à froid le mercure dans l'acide nitrique affaibli, versant dans ce solutum de protonitrate de mercure un solutum de potasse qui y forme un précipité noir

qu'on lave et qu'on dessèche ensuite à une douce chaleur.

Ainsi préparé, le protoxide est noir, pulvérulent, insoluble dans l'eau, séparable par la pression en oxide rouge et en mercure, décomposable en oxigène et en mercure à une chaleur rouge obscur, et décomposable à une température peu élevée par les corps combustibles très-avides d'oxigène. Il est composé de mercure 100 et 3,99 d'oxigène.

Le *mercure soluble de moscati* se prépare en faisant bouillir dans seize parties d'eau distillée, une partie de protochlorure de mercure pulvérisé et trois parties de solutum de potasse caustique. On sépare, par la filtration, la poudre noirâtre qui s'est formée, on la lave bien et on la fait sécher à une douce chaleur. On l'emploie comme stimulant depuis un huitième de grain jusqu'à deux grains. Ce mercure soluble de moscati entre dans diverses pilules fondantes anti-vénériennes.

Le *mercure soluble de moretti* se prépare en traitant par le feu cinq parties de mercure par six d'acide sulfurique concentré, triturant le résidu, lorsqu'il ne se dégage plus de vapeurs, avec cinq parties de mercure, jusqu'à ce que ce métal ne soit plus apparent, et faisant bouillir cette masse dans l'eau distillée, avec suffisante quantité de potasse pour s'unir à l'acide sulfurique, jusqu'à ce que le précipité qui s'est formé se dissolve entièrement dans l'acide acétique. Alors on le sépare, on le lave et on le fait sécher à l'ombre. On le donne aux mêmes doses que le mercure soluble de moscati, et ces remèdes ne diffèrent point entre eux, ni du protoxide.

PEROXIDE DE MERCURE.

Précipité per se. Précipité rouge. Oxide rouge de mercure. — La préparation de cette substance était autrefois fort longue et très-embarrassante. Comme la volatilité du mercure s'oppose à sa conversion en oxide rouge qui n'a lieu qu'au point de son ébullition, on lui donnait un contact suffisant avec l'air, sans lui offrir une ouverture assez grande pour qu'il lui fut permis de se dissiper dans l'atmosphère. Pour cela on prenait des matras à fond plat, dans lesquels on introduisait du mercure bien pur, assez pour en recouvrir légèrement toute la surface inférieure. On tirait ensuite le col de ces vaisseaux à la lampe jusqu'à le réduire à un tube presque capillaire et on cassait l'extrémité pour ouvrir une légère communication avec l'air : on enfonçait le matras dans un bain de sable jusqu'à l'endroit où s'élevait le mercure : on chauffait assez fortement pour faire bouillir doucement le mercure, et on l'entretenait continuellement dans cet état, ce qui souvent exigeait plusieurs mois.

Au bout de quelques heures de feu le mercure prend une couleur manifestement noire : après quelques jours d'un feu continuel, on voit à la surface des molécules rouges qui vont peu à peu en augmentant et qui la recouvrent enfin entièrement. L'ébullition les tient écartées, les rejette sur les bords où elles s'accumulent, parce qu'elles se forment sans interruption : quand elle n'est pas trop forte, les molécules rouges forment des cristaux transparens de la couleur du rubis, autrement elles sont en petites paillettes micacées.

Le vase dans lequel on prépare ce *précipité*

per se, se nommait *enfer de Boyle*, son inventeur, parce qu'on disait qu'on y faisait subir une véritable torture au métal.

Le peroxide de mercure ainsi obtenu est âcre, très-émétique, caustique et rongeant. Il prend une teinte jaunâtre par la pulvérisation. Chauffé fortement il donne du gaz oxigène pur et se réduit. Le seul contact de la lumière du soleil, long-temps continuée, suffit pour en opérer ou au moins pour en commencer la réduction. L'air n'a aucune action sur lui : l'eau froide en dissout assez pour acquérir une saveur âcre et styptique, avoir la propriété de verdir le sirop de violette et de brunir par l'addition de l'acide hydrosulfurique. Il est composé de 100 mercure et 7,99 oxigène.

On obtient aujourd'hui ce composé en décomposant le nitrate de mercure par une chaleur capable de le porter au rouge-cerise : il y a dégagement d'oxigène et de gaz nitreux. En arrêtant convenablement la décomposition, lorsque l'oxide est d'un beau rouge-pourpre vif, sans mélange de jaune-vert, orangé ou clair, il est pur et ne contient plus d'acide.

On ne l'emploie plus à l'intérieur, parce qu'il est vénéneux. A l'extérieur il est très-employé.

Une partie de cet oxide triturée avec une de mercure et seize de soufre, jusqu'à extinction du métal et ajoutée à trente-deux d'axonge, constitue un *onguent anti-psorique*, dont la dose est de douze à vingt-quatre grammes, suivant l'âge du malade.

On prépare un *onguent gris* en triturant jusqu'à extinction trois parties de mercure et une d'oxide rouge et incorporant le tout dans huit parties d'axonge.

La *poudre caustique de plenk*, employée pour

réprimer les verrues et les chairs luxuriantes des ulcères, se prépare par le mélange d'une partie de peroxide de mercure et de deux d'alun.

Le *collyre sec mercuriel* se prépare avec une partie de peroxide de mercure, deux de tuthie et quatorze de sucre blanc. Employé en insufflation dans les yeux, pour faire disparaître les taies qui surviennent à la cornée, après les ophthalmies chroniques.

Le *miel mercuriel* s'obtient en incorporant dans 70 parties de miel blanc très-épais, une partie de peroxide de mercure. Conseillé pour le pansement de certains ulcères vénériens.

La *pommade de Lyon* se prépare par le mélange d'une partie de peroxide de mercure et de quinze d'axonge *(vol. 1, page* 389 *)*.

L'onguent brun est le mélange d'une partie de peroxide de mercure et de six d'onguent basilicum. Employé dans le pansement des ulcères indolens, surtout vénériens.

Le *baume ophthalmique de Saint-Yves* s'obtient en mêlant cinq parties de peroxide de mercure avec deux d'oxide de zinc et incorporant cette poudre dans vingt parties de beurre frais et dix de cire jaune qu'on a fait fondre ensemble.

La *pommade ophthalmique de Dupuytren*, mélange d'une partie de peroxide de mercure, deux de sulfate de zinc et quatre-vingt-seize d'axonge, est renommée dans les ophthalmies chroniques et rebelles, dites scrofuleuses. On en frotte légèrement le bord des paupières.

La *pommade de Régent* est le mélange d'une partie de peroxide de mercure, d'une d'acétate de plomb cristallisé, d'une de camphre et de quatorze d'axonge (*vol.* 1, *page* 389).

Le peroxide de mercure entre encore dans beau-

coup de pommades contre les affections vénériennes, dartreuses et les phlegmasies chroniques des paupières.

PROTOCHLORURE DE MERCURE.

Mercure doux. Calomélas. Panacée mercurielle. Précipité blanc. Aquila alba, suivant le mode de préparation et le nombre de sublimations.

On verse dans un solutum de protonitrate acide de mercure, un solutum de chlorure de sodium: il se forme de suite un précipité qui est le protochlorure de mercure, qu'on lave avec une grande quantité d'eau et qu'on fait sécher : c'était le *précipité blanc*. Le chlore abandonne le sodium, se porte sur le mercure : l'oxigène du mercure se porte sur le sodium et l'oxide qui en résulte se combine à l'acide nitrique qui se trouvait isolé. C'est en vertu de ces affinités et de la cohésion du protochlorure de mercure que la décomposition a lieu et il reste dans l'eau du nitrate de soude. Ce procédé qui fournit ce médicament en poudre très-blanche, très-divisée, et qui est le plus expéditif et le plus économique, devrait avoir la préférence.

On fait chauffer un mélange de quatre parties de chlorure de sodium décrépité et de soixante de protosulfate de mercure, dans des matras de verre vert, à fond plat, dans un bain de sable, de manière à ce qu'ils soient entourés jusqu'à la naissance de leur col. On place sur leurs extrémités ouvertes un petit pot renversé et on chauffe graduellement. Douze ou quinze heures après, l'opération est terminée. Le protochlorure de mercure se trouve attaché aux parois des matras et il reste au fond du sulfate de soude. On casse les matras

et on retire les produits sublimés qui doivent être pulvérisés et lavés à grande eau pour les débarrasser d'un peu de perchlorure de mercure qu'ils contiennent toujours. L'acide sulfurique abandonne le mercure qui est désoxidé par le sodium et s'unit à la soude. Le chlore et le mercure s'unissent ensemble et se subliment.

On triture du perchlorure de mercure légèrement humecté d'eau avec les trois quarts de son poids de mercure, jusqu'à ce que ce métal soit tellement divisé qu'on n'aperçoive plus de globules. Alors on fait sécher la masse à une douce chaleur, on la pulvérise et on la sublime dans des matras à fond plat et en procédant comme ci-dessus. Le chlore se partage entre le mercure qui était déjà chloruré et le métal ajouté; mais la combinaison n'étant jamais parfaite dans cette première sublimation, on pulvérise le produit et on le sublime une seconde fois. On le pulvérise de nouveau et on le lave à plusieurs reprises avec de l'eau distillée pour enlever le peu de deutochlorure qui a échappé à la réaction.

Le protochlorure de mercure, préparé par sublimation, peut être réduit en poudre impalpable pour l'usage médical, en faisant arriver séparément dans un ballon de verre de l'eau et du protochlorure tous les deux en vapeurs. Dans la condensation qui s'opère, ce dernier se précipite avec l'eau en poudre blanche et très-divisée.

Le protochlorure de mercure sublimé est en masse blanche, mais lorsqu'il a été sublimé lentement, il cristallise en prismes tétraèdres terminés par des pyramides. Il est rayé par l'ongle en jaune-serin et jaunit un peu par la pulvérisation: il est inodore, insipide, volatil et indécomposable par la chaleur. Sa pesanteur spécifique est de

7,1758. Il est inaltérable à l'air, insoluble dans l'eau : il jaunit et finit même par noircir quand il est exposé pendant long-temps à la lumière : le chlore le transforme sur-le-champ en perchlorure. L'acide nitrique à chaud lui enlève une partie du mercure et le fait passer à l'état de perchlorure. Les solutum alcalins en opèrent la décomposition subitement et le transforment en protoxide de mercure noir. Il est formé de 100 parties de mercure et 18 de chlore.

L'eau phagédénique noire se prépare en décomposant une partie de protochlorure de mercure par soixante-quatre d'eau de chaux. Elle est employée en lotions dans la gale dite vénérienne, dans le pansement des ulcères vénériens et en injection dans la blénorrhée accompagnée de quelque engorgement local.

L'onguent de Calomèlas est le mélange d'une partie de protochlorure de mercure et de huit d'axonge. Il est recommandé dans les maladies vénériennes, en frictions à la peau, ou en applications sur les points malades de ce tissu. Une partie de protochlorure et trois d'axonge aromatisée, constituent la *pommade anti-dartreuse*. Une partie de protochlorure, deux de soufre et huit d'axonge, composent la *pommade anti-herpétique*.

Les *pastilles*, *bols*, *dragées vermifuges*, se préparent avec une partie de protochlorure de mercure, une d'amidon, deux de sucre et quantité suffisante de mucilage de gomme adragant. On divise la masse en cent quarante-quatre parties et l'on en prend une matin et soir. La même préparation, en ne mettant qu'un huitième de partie de protochlorure, fournit les *dragées anti-siphilitiques*, dont on augmente la dose chaque jour,

jusqu'à ce que le malade prenne matin et soir quatre grains de protochlorure.

Les bols *drastiques* s'obtiennent en incorporant dans la pulpe de casse, parties égales de protochlorure de mercure, d'aloës succotrin, de scammonée d'Alep et de rhubarbe. Usités dans les affections rhumatismales et la sciatique, à cause de la dérivation qu'ils produisent en déterminant des évacuations alvines et provoquant quelquefois le flux hémorrhoïdal.

La *poudre diaphorétique* se prépare avec une partie de protochlorure de mercure, une de soufre doré d'antimoine et douze de résine de gayac. Réduite en masse pilulairée à l'aide du sirop, elle forme des *pilules anti-siphilitiques*, très-employées à la dose de cinq à six par jour et du poids de quatre grains.

Les *pilules astringentes* se font avec une partie de protochlorure de mercure, quinze de cachou, quinze de térébenthine copahu et quantité suffisante d'un sirop astringent et non acide. Préconisées dans les leucorrhées suspectes, dans les blénorrhées dites atoniques, en ne donnant d'abord qu'un grain de protochlorure et augmentant graduellement.

On prépare la *poudre excitante* avec une partie de protochlorure de mercure, deux de camphre et autant de carbonate de chaux. On l'emploie à l'intérieur pour exciter l'activité du système absorbant, dans les hydropisies.

La *poudre vermifuge* s'obtient par le mélange de cinq grains de protochlorure de mercure et de huit de gomme gutte, qu'on fait prendre dans du sirop.

Le *chocolat purgatif* se prépare en mêlant avec cinq cent grammes de chocolat de santé, trente-

deux grammes de protochlorure de mercure et quarante-huit de jalap. On en fait de pastilles de quatre grammes.

Les biscuits *purgatifs et vermifuges* s'obtiennent en mettant dans la pâte des biscuits, une partie de mercure doux et deux de jalap, divisant de manière que chaque biscuit contienne demi-gramme de protochlorure et un gramme de jalap.

Une partie de poudre d'opium, deux de protochlorure de mercure et vingt-quatre d'amidon, composent la *poudre de mercure doux et d'opium*, qu'on regarde comme un excellent moyen contre l'hépatite; on en fait des pilules conseillées dans le tic douloureux.

Pour la *mixture anti-siphilitique*, on prend dix grammes de protochlorure de mercure, un gramme d'extrait d'opium qu'on incorpore dans 125 gram. de conserve de roses. Cette dose, que l'on dit suffire pour un traitement vénérien entier, se prend par trentième, chaque soir, dans du sirop d'orgeat avec un decoctum concentré de gayac; dans le jour on boit un decoctum de gayac.

Le protochlorure de mercure entre dans une foule innombrable de médicamens regardés comme fondans, purgatifs anti-vermineux, anti-herpétiques, anti-siphilitiques, etc. Il est plus usité en Angleterre, où il semble être considéré comme une sorte de panacée.

PERCHLORURE DE MERCURE.

Sublimé corrosif. Muriate oxigéné de mercure. On peut l'obtenir en dissolvant le peroxide de mercure dans l'acide hydrochlorique. Il se forme de l'eau par la combinaison de l'hydrogène de l'acide avec l'oxigène de l'oxide et le chlore et le

mercure se réunissent pour former le perchlorure qu'on retire par évaporation et cristallisation.

On l'obtenait autrefois en chauffant dans un matras parties égales de pernitrate de mercure, de protosulfate de fer desséché et de chlorure de sodium privé de l'eau interposée entre ses cristaux par l'action de la chaleur. Le nitrate était décomposé en acide nitreux et en oxigène qui se dégageaient et en peroxide de mercure : le protosulfate de fer en acide sulfureux, en acide sulfurique et en peroxide de fer. L'oxigène du deutoxide de mercure se portait sur le sodium du chlorure de sodium pour former de la soude qui s'unissait à l'acide sulfurique : le chlore s'unissait au mercure pour produire le perchlorure de mercure qui se sublimait à la partie supérieure du matras : au fond restait du peroxide de fer et du sulfate de soude.

Aujourd'hui on le prépare en introduisant dans un matras de verre vert, à fond plat, d'environ trois litres de capacité, un mélange pulvérulent de parties égales de chlorure de sodium décrépité et de persulfate de mercure desséché. On met ces matras, dans un bain de sable, de manière à ce qu'ils soient entourés jusqu'à la naissance de leur col. On place sur leurs extrémités ouvertes un petit pot renversé et on chauffe graduellement. Douze ou quinze heures après, l'opération est terminée. Le perchlorure de mercure se trouve attaché aux parois du matras, et il reste au fond du sulfate de soude. Il se passe les mêmes phénomènes que dans la préparation du protochlorure par le protosulfate : seulement, comme on emploie ici du mercure plus oxigéné, il faut une plus grande quantité de chlore pour déplacer l'oxigène. On obtient aussi presque toujours une petite quantité

de protochlorure de mercure, mais il est moins volatil que le perchlorure, au-dessous duquel il se trouve. Quelques praticiens ajoutent du peroxide du manganèse, en croyant que cela active l'opération, mais on le supprime aujourd'hui généralement et l'on est convaincu que cette addition est inutile et en pure perte.

Le perchlorure de mercure, obtenu par sublimation, est sous la forme d'une masse blanche, demi-transparente, hérissée intérieurement de petites aiguilles, brillantes, prismatiques. Celui qu'on obtient par l'évaporation de son solutum est quelquefois en prismes rhomboïdaux, plus ordinairement en prismes quadragulaires à pans alternativement étroits et larges, terminés par des sommets dièdres. Sa pesanteur spécifique est de 5,3. Il est inodore; lorsqu'on en met sur la langue, il laisse pendant long-temps dans la bouche une sensation styptique et métallique très-désagréable. Cette impression, propagée jusqu'à la gorge et au larynx, y porte un resserrement spasmodique et un sentiment de strangulation qui dure plusieurs heures et qui est très-pénible pour les sujets nerveux. Pris à l'intérieur, à la dose de quelques grains, c'est un des plus violens poisons connus : il occasionne de vives douleurs, des nausées, le vomissement; il corrode très-promptement l'estomac et les intestins, et la mort en est presque toujours la suite, si on n'arrête dans le plus court délai son action délétère.

Exposé à l'action du calorique, dans des vases fermés, il n'éprouve aucune altération, se volatilise et cristallise en aiguilles sur les parois des vases : chauffé avec le contact de l'air, il répand d'abondantes vapeurs blanches, d'une odeur piquante, dangereuses à respirer, et susceptibles

de ternir une lame de cuivre parfaitement décapée, qui par le frottement acquiert la couleur blanche, brillante, argentine qui caractérise le mercure, et cette couleur blanche disparaît à l'aide de la chaleur.

Exposé à l'air, il perd un peu de sa transparence, et devient blanc, opaque, pulvérulent à sa surface. Il se dissout dans onze parties d'eau froide et dans trois parties d'eau bouillante : ce solutum rougit le papier bleu de tournesol. L'alcool et l'éther sulfurique en dissolvent une beaucoup plus grande quantité, et l'éther l'enlève aux liquides aqueux.

Les oxides alcalins mis en contact avec le solutum de perchlorure de mercure le décomposent et en précipitent du peroxide de mercure hydraté en flocons jaunes qui passent promptement au rouge de brique, en se transformant eux-mêmes en chlorures solubles. Le barreau aimanté recouvert d'un vernis résineux mis dans un solutum de perchlorure revivifie le métal. Ce perchlorure est composé de mercure 100 et 36 de chlore.

La *liqueur de Vanswieten* se prépare avec une partie de perchlorure et mille d'eau distillée ou d'alcool, mais le premier liquide est préféré. On fait prendre le matin à jeun, douze grammes de ce liquide, dans cent vingt-cinq grammes d'eau d'orge, de graine de lin ou de guimauve, de lait pur ou coupé, etc, et l'on augmente de quatre grammes par jour jusqu'à ce qu'on soit arrivé à 0, gr. 025 de perchlorure, quantité qu'il ne faut jamais dépasser. Souvent on partage la dose en deux prises, l'une pour le matin et l'autre pour le soir. Quelquefois on la mêle à un litre de tisane que le malade boit par verrées dans la journée.

Le perchlorure de mercure mêlé avec huit par-

ties d'axonge, forme la *pommade ou l'onguent* de *Cirillo*. (Volume 1, page 389.) Avec demi-partie d'oxide de plomb rouge, huit parties d'amidon et le mucilage de gomme adragant, il forme les *trochisques de minium* ou *escarrotiques*. (Volume 1, page 308.)

Si dans mille parties de sirop anti-scorbutique vous dissolvez une partie de perchlorure de mercure, vous avez le *sirop anti-scorbutique de Portal*, conseillé dans les maladies de la peau, les scrofules, le scorbut et les anciennes affections vénériennes, à la dose de trente à quarante grammes dans un litre de tisane appropriée.

L'*eau phagédénique jaune* se fait en dissolvant une partie de perchlorure de mercure dans deux cent cinquante d'eau de chaux. L'oxide de calcium décompose le perchlorure de mercure d'où résulte du peroxide de mercure hydraté qui se précipite peu à peu en flocons jaunes rougeâtres et du chlorure de calcium soluble dans l'eau. Cette eau est particulièrement usitée pour laver et déterger les ulcères et chancres vénériens. Lorsqu'on s'en sert, on doit fortement l'agiter, pour remettre en suspension le peroxide de mercure qui s'est précipité.

Le perchlorure de mercure entre dans un grand nombre d'autres remèdes destinés principalement à combattre les affections vénériennes, surtout celles qui sont rebelles et anciennes, auxquelles on a donné le nom de constitutionnelles, celles de la peau et celles du système lymphatique. Souvent on l'emploie à l'extérieur comme caustique, et dans quelques maladies externes, il est préféré aux autres cautères, surtout dans la médecine vétérinaire.

Le perchlorure de mercure est employé pour conserver les matières animales. (Volume 1, page 60 et suivante.) En injectant dans les cadavres,

par l'aorte, un solutum concentré de ce perchlorure, ils peuvent servir pour les dissections, jusqu'à un terme fort reculé, qui amène l'altération de la molesse des muscles et des viscères.

EMPOISONNEMENT PAR LE PERCHLORURE DE MERCURE.

On a déjà dit que ce composé est très-vénéneux. On provoque de suite le vomissement par des moyens mécaniques ou par des boissons émétiques. L'eau chargée d'albumine ou blancs d'œufs, ayant la propriété de lui enlever une partie du chlore, de le faire passer à l'état de protochlorure qui est insoluble et n'est vénéneux qu'à une forte dose, ou de former selon d'autres un coagulum insoluble qui contient le perchlorure à l'état de combinaison, est ensuite administrée en grande quantité et employée avec avantage comme contre-poison. Le gluten, ou la farine de froment qui en contient, le ramène aussi à l'état de protochlorure, en l'administrant à haute dose et délayée dans l'eau. Le traitement se termine, en cas de succès, par les opiacés et les anti-phlogistiques.

PROTOBROMURE DE MERCURE.

Hydrobromate de mercure. On verse un soluture de bromure de potassium dans celui de protonitrate de mercure très-étendu d'eau. Il se forme un précipité floconneux très-abondant, d'un blanc légèrement jaunâtre, qui, lavé avec soin et séché à l'abri du contact de la lumière, fournit un résidu blanc jaunâtre, se volatilisant, mais à une chaleur assez forte, en aiguilles groupées, d'un très-beau jaune tant que la masse est chaude, et devenant blanchâtres par le refroidissement. Il

est composé de mercure 57,36 et 42,64 de brôme on l'emploie contre les maladies siphilitiques et et les engorgemens glandulaires.

DEUTOBROMURE DE MERCURE.

On mêle parties égales de deutosulfate de mercure et de bromure de potassium, et on fait sublimer, à une chaleur assez forte, dans un vase de verre. La surface interne est formée d'aiguilles très-comprimées. Avec le deutobromure se trouve un peu du protobromure : on sépare facilement ce dernier qui est insoluble.

On l'obtient encore en faisant chauffer sous l'eau parties égales de brome et de mercure. La matière devient pâteuse, si la quantité d'eau n'est pas considérable : par l'évaporation il s'y forme bientôt des aiguilles soyeuses de deutobromure: on conserve dans cet état, ou bien on évapore à siccité et on fait sublimer. Purifié par sublimation, il est en aiguilles satinées très-belles, très-soluble, d'une odeur pénétrante, très-volatil. Il précipite en jaune par la potasse, en rouge par le chrômate de potasse. Il est composé de 53,47 de mercure et 46,53 de brôme. Employé dans les mêmes cas que le protobromure, mais beaucoup plus actif.

PROTOIODURE DE MERCURE.

Hydriodate de mercure. On mêle peu à peu les solutum de protonitrate de mercure et d'iodure de potassium. Il se précipite du protoiodure de mercure : on le sépare par le filtre, on le lave avec de l'eau distillée, on le fait sécher et on le conserve à l'abri de la lumière. C'est une poudre jaune-verdâtre, insoluble dans l'eau et dans l'alcool ; à une

douce chaleur, il se décompose et se change en deutoiodure qui se sublime et en mercure métallique. Il est composé de 61 de mercure et 39 d'iode. Employé dans le traitement des maladies vénériennes compliquées de scrofules. On commence par un douzième de grain et on s'élève par degrés jusqu'à un tiers.

DEUTOIODURE DE MERCURE

On verse goutte à goutte un solutum d'iodure de potassium dans celui de deutochlorure de mercure, jusqu'à ce qu'il ne se fasse plus de précipité. On le lave avec de l'eau distillée, on le fait sécher et on le conserve à l'abri de la lumière. Ce produit est pulvérulent, rouge coquelicot très-vif, insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool dont on peut le retirer cristallisé par évaporation. Exposé à l'action de la chaleur, il jaunit d'abord, se fond ensuite et se sublime entièrement en belles lames rhomboïdales d'un jaune d'or qui deviennent rouges éclatantes par le refroidissement. Il est composé de mercure 46 et 54 d'iode. Il est plus énergique que le deutochlorure de mercure, employé dans la syphilis compliquée d'écrouelles, à la dose d'un seizième de grain que l'on augmente jusqu'à un quart.

Cet iodure, en raison de sa belle couleur, commence à être employé dans les arts. On est parvenu à l'appliquer sur les toiles peintes.

Le *solutum alcoolique de deutoiodure de mercure* se prépare en dissolvant une partie de ce composé dans quarante-huit d'alcool à 36.° On l'administre à la dose de dix, quinze et vingt gouttes dans deux cent grammes d'eau distillée; l'eau ordinaire le décomposerait.

Le *solutum éthéré de deutoiodure de mercure* se prépare en dissolvant une partie de ce composé dans quarante-huit d'éther hydratique ou sulfurique. La dose doit être un peu moins forte que celle du solutum alcoolique.

On prépare les *pilules de proto ou deutoiodure de mercure* avec un grain d'une de ces deux substances, douze d'extrait de réglisse, pour douze pilules. On en donne deux le matin et deux le soir, en portant peu à peu la dose à quatre pour chaque prise.

La *pommade de proto ou deutoiodure de mercure* se prépare par le mélange d'une partie d'un de ces composés avec quarante-huit d'axonge. Elle est conseillée pour hâter la cicatrisation des ulcères indolens. Celle avec le deutoiodure étant plus excitante, doit être employée en moindre quantité.

CYANURE DE MERCURE.

Hydrocyanate de mercure. Prussiate de mercure. On fait bouillir dans quarante parties d'eau et dans un vase de verre, ou de porcelaine, dix parties de peroxide de mercure et sept de bleu de Prusse, traité par l'acide sulfurique ou hydrochlorique afin d'enlever l'alumine, jusqu'à ce que le mélange ait pris une teinte jaune. Alors on filtre, on lave le résidu avec un peu d'eau chaude: on réunit ces liquides, on les fait évaporer jusqu'à pellicule, et on laisse en repos dans un lieu frais. Il cristallise en prismes quadrangulaires coupés obliquement, incolores, d'une saveur très-styptique et désagréable. Il est soluble dans l'eau froide, plus soluble dans l'eau bouillante. L'éther l'enlève aux liquides aqueux : chauffé, il fond,

noircit et se décompose. Il n'éprouve aucune altération à l'air. Son solutum n'est point précipité par les alcalis. Les acides hydrosulfurique et hydrochlorique sont les seuls qui le décomposent par double affinité. Il est composé de 80 mercure et 20 cyanogène. Il est aussi énergique que le deutochlorure de mercure et administré aux mêmes doses et dans les mêmes maladies. Son solutum aqueux est employé sous le nom de *liqueur antisyphilitique* de Chaussier et la pommade que l'on prépare comme celle du deutoiodure est employée avec avantage à l'extérieur contre les dartres squameuses humides qu'accompagnent une vive inflammation et un prurit violent.

Le cyanure de mercure est employé dans les laboratoires pour obtenir l'acide hydrocyanique.

PROTOSULFURE DE MERCURE.

Sulfure noir de mercure. Éthiops minéral. — En triturant ce métal liquide avec deux parties de soufre, on voit bientôt le mercure disparaître, s'éteindre, prendre et donner au soufre une couleur noire, ce qui lui avait valu le nom d'*éthiops minéral.* Lorsque le mercure a entièrement perdu sa forme et son brillant métallique, lorsqu'il est tout changé en une poudre noire, égale et homogène, l'opération est faite. Avec une forte loupe on aperçoit des globules de mercure dans ce composé. Il blanchit l'or lorsqu'on le frotte dessus.

Les uns le regardent comme un mélange de soufre et de mercure très-divisé : les autres veulent que ce soit un mélange de persulfure de mercure et d'un grand excès de soufre.

Quelquefois on le prépare différemment et ces deux médicamens ne sont pas identiques, quoique

portant le même nom. En jetant du mercure très-divisé, en le pressant et le faisant tomber en pluie par la peau de chamois, dans du soufre fondu à parties égales, et en agitant le mélange, l'union du mercure avec le soufre a lieu très-promptement. Il faut remuer sans interruption, retirer le mélange du feu quand le mercure a presqu'entièrement disparu, continuer à l'agiter hors du feu, jusqu'à ce que, par le refroidissement et le mouvement, le tout se convertisse en petits grumeaux qu'on réduit en poussière fine dans un mortier, qu'on passe à travers un tamis fin et qu'on conserve pour l'usage. Le sulfure, ainsi préparé, est très-susceptible de s'enflammer : quand cela arrive, on l'éteint promptement pour le conserver noir, sans cela il passerait au violet et commencerait à prendre le caractère de sulfure rouge.

Pour avoir le protosulfure, qu'on ne peut former directement, à proportions définies, on décompose le protonitrate acide de mercure par l'acide hydrosulfurique. Ainsi obtenu, il est noir, insoluble dans l'eau, composé de mercure 100 et 8,2 de soufre. Il est peu stable dans sa composition, car desséché et comprimé, il donne du mercure coulant, et il reste du persulfure.

On ne l'administre jamais seul mais toujours uni à d'autres médicamens appropriés lorsqu'on veut l'employer contre les maladies vénériennes, contre les vers intestinaux, contre la gale, contre les dartres, contre les écrouelles.

L'*éthiops antimonial*, mélange de deux parties de sulfure noir de mercure et d'une de sulfure d'antimoine, était très-employé autrefois dans les maladies de la peau dites syphilitiques.

PERSULFURE DE MERCURE.

Sulfure de mercure rouge. Cinabre. — Il existe

dans la nature et forme la mine de mercure la plus abondante. Malgré cela on le prépare en grande quantité pour le besoin des arts, parce qu'alors il est plus pur.

On le prépare en petite quantité par la réaction simultanée des sels de peroxide de mercure et de l'acide hydrosulfurique. Alors il est noir, volatilisable en entier sans décomposition, et sublimable en une masse aiguillée violacée, *cinabre*, qui par la pulvérisation prend une belle couleur rouge écarlate, *vermillon*.

On le prépare en grand, en faisant fondre le soufre dans une marmite de fonte et y versant peu à peu quatre parties de mercure qu'on mélange bien par l'agitation. On sublime la masse noire violacée qui en résulte dans des matras de verre à long col, ou dans un vase en terre avec lequel on recouvre la marmite. L'excès de soufre se dégage et brûle, et le persulfure de mercure se sublime et cristallise en aiguilles violettes.

Un procédé plus économique et qu'on commence à exécuter en France, consiste à triturer dans une terrine de grès échauffée cinq parties de mercure et une de soufre humecté avec un peu de solutum de soude. Quand la masse est noire, on ajoute deux parties de soude dissoute dans une égale quantité d'eau, on continue de chauffer doucement et d'agiter sans interruption, en ayant soin de remplacer l'eau à mesure qu'elle s'évapore. Au bout de deux heures, la masse devient rouge: on cesse d'ajouter de l'eau, mais on agite sans cesse jusqu'à ce que le liquide se prenne en une gélée : alors on retire du feu pour prévenir l'altération de la couleur et on lave le sulfure par décantation. La soude qu'on emploie dans cette opération dissout l'excès de soufre qui reste mêlé au

persulfure de mercure qui a été formé. Ce procédé est particulièrement applicable à la préparation du *vermillon* dont on fait aujourd'hui un si fréquent usage dans la peinture et dans quelques autres arts industriels.

Le persulfure de mercure est inaltérable à l'air, inodore, insipide, volatil sans décomposition dans des vases fermés, insoluble dans les acides. Il ne blanchit pas l'or par le frottement. Chauffé au contact de l'air, il noircit et brûle avec une flamme bleue, sans laisser de résidu. Il est composé de 100 de mercure et 16 de soufre.

On s'en est servi en médecine, sous la forme de fumigations, pour guérir les cancers anciens, les dartres vénériennes, les douleurs ostéocopes, etc. Il est encore employé par quelques médecins étrangers. Il entre dans beaucoup de poudres auxquelles on a attribué des vertus très-différentes, anthelmintique, contre la rage, confortante, anti-épileptique, tempérante, fondante, anti-dartreuse, anti-arthritique, etc, qui ne sont plus employées aujourd'hui.

Il sert à colorer la cire d'espagne ou *cire à cacheter*, composée de quatre parties de colophane, quatre de térébenthine, deux de gomme laque, une de minium et une de vermillon.

On taille quelquefois des morceaux de cinabre natif pour en faire des objets d'ornemens.

Comme la couleur d'un rouge vif de ce persulfure pulvérisé le rend propre à offrir l'emblême de la fureur martiale et du carnage, les triomphateurs, à Rome, s'en frottaient le corps. Le dictateur Camille, après la prise de Veïes, s'étant fait décerner les honneurs du triomphe, y parut tout enluminé de vermillon, que les anciens appelaient minium, et la couleur vermeille du vainqueur

était encore relevée par le contraste que formaient avec elle les quatre chevaux blancs qui trainaient le char.

PROTOBORATE DE MERCURE.

Sel sédatif mercuriel. — Dans le solutum de protonitrate acide de mercure, on verse celui du borate de soude, jusqu'à ce qu'il n'y ait plus de réaction. Il se forme un précipité qu'on lave, jusqu'à ce que l'eau soit insipide et qu'on fait sécher. Ce protoborate de mercure, est blanc jaunâtre, insoluble dans l'eau. On l'emploie dans les mêmes cas et à la même dose que le protochlorure de mercure.

PROTOCARBONATE DE MERCURE.

En mêlant les solutum de bicarbonate de potasse et de protonitrate acide de mercure, il se produit un précipité blanc, floconneux, qu'on lave et qu'on fait sécher. Ce protocarbonate est en poudre blanche grisâtre, micacée, très-douce au toucher, jaunissant un peu à l'air, se dissolvant avec vive effervescence dans l'acide nitrique faible et devenant noire par son contact avec un solutum de potasse ou de soude.

En Allemagne, on emploie sous le nom de *précipité de Wurtz*, un mélange de protocarbonate de mercure et de peroxide hydraté.

PROTOXALATE DE MERCURE.

Dans un solutum de protonitrate acide de mercure, on verse de l'acide oxalique jusqu'à ce qu'il ne se fasse plus de précipité. On le lave, on le fait sécher. On l'emploie dans les maladies vénériennes, comme le protochlorure de mercure.

PROTOSULFATE DE MERCURE.

On fait chauffer une partie de mercure et une demi-partie d'acide sulfurique concentré : le métal s'oxide aux dépens d'une portion de l'acide qui se trouve transformé en acide sulfureux qui se dégage, tandis que le protoxide produit s'unit à l'autre portion d'acide non décomposée pour constituer le protosulfate qui se présente en une masse blanche.

On l'obtient plus facilement en décomposant le protonitrate de mercure par un sulfate soluble : il se précipite alors en poudre blanche, insoluble.

Ce sel, exposé à l'action du feu, se décompose : une partie se sublime; l'autre fournit du gaz oxigène provenant de la réduction de l'oxide et d'une partie de l'acide sulfurique décomposé, du gaz acide sulfureux et du mercure. Il est inusité en médecine, employé pour la préparation du protochlorure de mercure, et du mercure soluble de moretti.

PERSULFATE DE MERCURE.

On traite à chaud le mercure par son poids d'acide sulfurique concentré : la réaction est la même que pour la formation du protosulfate : seulement comme l'acide est en excès, le mercure passe à l'état de peroxide dans cette circonstance. Il est usité pour la préparation du deutochlorure de mercure.

Ce sel mis en contact avec l'eau froide est décomposé peu à peu et avec l'eau chaude de suite, en deutosulfate acide qui se dissout et en sous-deutosulfate insoluble qui se précipite en poudre

jaune. Ce dernier sel, *précipité jaune*, *turbith minéral*, est un violent émétique et purgatif, qu'on a présenté jadis comme préservatif de la petite vérole, mais dont on se sert peu aujourd'hui, si ce n'est dans les exanthêmes opiniâtres, où il passe encore pour avoir plus d'efficacité qu'aucune autre préparation mercurielle. La dose est depuis un quart de grain, répété deux ou trois fois par jour, jusqu'à un, deux et trois grains au plus.

Les pommades *anti-herpétique* d'Alibert et Cullerier ont pour base le turbith minéral.

PROTOPHOSPHATE DE MERCURE.

En décomposant le protonitrate de mercure par le phosphate de soude, on a un précipité blanc : ce protophosphate de mercure doit être lavé et séché. Il est soluble dans l'acide nitrique : exposé au feu, il se décompose, donne de l'oxigène, du mercure et de l'acide phosphorique.

Ce médicament est peu usité aujourd'hui quoiqu'il ait joui d'une certaine vogue en Allemagne et en Angleterre, contre les maladies appelées vérole rebelle et dégénérée. La dose est d'un demi-grain à un grain, avec du sucre et de la canelle. On l'a aussi appliqué à l'extérieur sous forme d'onguent.

Ce sel entre avec le protochlorure de mercure et probablement encore d'autres substances, dans la composition du *précipité rose* ou *rose minéral*, obtenu en versant de l'urine dans le solutum de protonitrate de mercure, et qu'on prescrivait jadis, comme purgatif, à la dose de six à dix grains.

PROTONITRATE DE MERCURE.

On fait bouillir deux parties d'acide nitrique à

25 degrés sur trois de mercure. Ce métal s'oxide en décomposant une partie de l'acide nitrique, d'où résulte du deutoxide d'azote qui se dégage. Lorsque l'acide est saturé et que par suite de l'ébullition le liquide commence à se troubler, on le retire du feu et après l'avoir décanté du dépôt qui s'est formé et de l'excès de mercure qui a été employé, il cristallise par le refroidissement.

Ce sel se présente en prismes blancs, doués d'une saveur âcre et très-styptique, rougissant le papier de tournesol. Mis en contact avec l'eau froide, il est décomposé en protonitrate acide qui se dissout et en sous-protonitrate insoluble : l'eau chaude produit le même effet : seulement le précipité est jaune verdâtre, *turbith nitreux*, et contient plus de protoxide que le sous-nitrate obtenu avec l'eau froide. C'est en raison de l'action qu'exerce l'eau sur ce sel qu'on est obligé d'ajouter de l'acide nitrique à ce liquide pour le dissoudre entièrement.

Il est employé pour la préparation du peroxide de mercure. Il entre dans le *sirop de Bellet*, composé de trente parties de protonitrate de mercure cristallisé que l'on dissout dans le moins possible d'eau aiguisée d'acide nitrique et on ajoute le solutum à trois mille parties de sirop ordinaire bien cuit dans lequel on a mis dix parties d'éther-nitrique étendu de son poids d'alcool. On en prend de seize à vingt-quatre grammes dans une boisson mucilagineuse. Les *pilules de Zeller* se préparent avec dix grains de protonitrate de mercure cristallisé et cent quatre vingt dix de mie de pain pour faire des pilules de deux grains, dont la dose est d'une ou deux, en portant peu à peu la dose jusqu'à six par jour.

La *pommade de Dubois*, que l'on emploie en

onctions sur les dartres peu considérables, se prépare avec une partie de protonitrate et deux d'axonge. Dissous dans l'eau aiguisée d'acide nitrique, le protonitrate de mercure sert aussi à obtenir le protochlorure de mercure.

Le *mercure soluble de Hahnemann*, résultat de la décomposition du protonitrate de mercure par l'ammoniaque, est un mélange de sous-protonitrate de mercure et de protonitrate ammoniaco-mercuriel, que l'on administre à la dose d'un grain avec cinq à dix de poudre de gomme adragant ou de réglisse : ordinairement on y ajoute, un quart, un tiers, un demi-grain d'opium. Ce mercure soluble entre dans beaucoup de médicamens qui ont joui d'une grande célébrité, surtout en Allemagne.

PERNITRATE DE MERCURE.

On dissout le peroxide de mercure dans l'acide nitrique, ou on traite à chaud le mercure par deux fois son poids d'acide nitrique à 35 degrés, et on laisse bouillir jusqu'à ce que le solutum ne précipite plus celui de chlorure de sodium, ce qui indique que tout le mercure est à l'état de deutoxide; alors on évapore lentement en consistance sirupeuse, et il cristallise par le refroidissement et le repos.

C'est une masse confuse, composée d'un grand nombre d'aiguilles blanches, acide, plus âcre et plus caustique que le protonitrate. Ce sel mis en contact avec l'épiderme, le tâche en noir en peu de temps. Exposé à l'air, il en absorbe l'humidité et se résout en un liquide incolore très-caustique. L'eau chaude le transforme en pernitrate acide soluble et en sous-pernitrate blanc insoluble. Si

le sous-sel obtenu dans cette circonstance est jaune, c'est que le pernitrate contient du protonitrate dont le sous-sel est jaune par lui-même.

Ce dernier cas est le plns commun et on emploie souvent le mélange de ces deux sels, à l'extérieur, *eau mercurielle*, comme caustique; on le fait entrer aussi dans la composition de l'onguent citrin (*vol. 1*, *pag.* 390) on s'en sert pour crisper les poils des peaux de lièvre et de lapin, ce qui les rend propres à se feutrer. Les doreurs en font usage pour appliquer l'or et l'argent sur le cuivre. Il sert à reconnaître si l'huile d'olives a été alongée avec celle de graines (*vol.* 1, *pag.* 153) etc.

PROTOACÉTATE DE MERCURE.

Terre foliée mercurielle. — On mêle les solutum de protonitrate de mercure et d'acétate de soude: il se forme aussitôt un précipité blanc qu'on recueille, qu'on lave avec de l'eau froide et qu'on fait sécher. C'est le protoacétate de mercure qui est en lames blanches micacées, peu soluble dans l'eau froide, plus soluble dans l'eau bouillante, et facilement décomposable par le feu.

Son solutum dans deux cent cinquante parties d'eau de roses est conseillé en lotions dans quelques maladies de la peau. Dissous à chaud dans le moins possible d'alcool et mêlé à quarante huit parties de sirop de sucre, il constitue un *sirop mercuriel.* Mêlé à deux parties d'huile et six d'axonge, il fait le *liniment hydrargyro - acéteux*, employé par quelques praticiens contre les dartres. Quelquefois on le fait entrer dans le sirop de Bellet, en remplacement du protonitrate.

PERACÉTATE DE MERCURE.

Terre foliée mercurielle. — On dissout à chaud le peroxide de mercure dans du vinaigre distillé, on filtre le liquide bouillant qui par le refroidissement cristallise en lames blanches et nacrées, d'une saveur fortement styptique et désagréable, provoquant la salivation : l'air est sans action sur lui : il est peu soluble dans l'eau froide, mais beaucoup plus dans l'eau bouillante. Son solutum exposé quelque temps à cette température perd une partie d'acide acétique et laisse déposer la portion de peroxide correspondante.

Ce peracétate entre dans les *dragées de Keyser* que l'on prépare avec parties égales de ce sel, de gomme arabique et de manne. On en fait des pilules d'un grain, dont on donne deux matin et soir, en augmentant progressivement jusqu'à vingt-cinq à chaque prise. On l'a aussi employé dissous dans soixante parties d'alcool à 36°, en remplacement du deutochlorure.

PROTOTARTRATE DE MERCURE.

Mercure tartarisé. On fait bouillir ensemble du protoxide de mercure et de l'acide tartrique, on filtre, on évapore et le liquide cristallise par le refroidissement. Employé dans les maladies vénériennes, à la dose d'un à deux grains, deux fois par jour.

PROTOTARTRATE DE MERCURE ET DE POTASSE.

Liqueur végétomercurielle de pressavin. — Dans 64 parties d'eau bouillante, on en met une de protocarbonate de mercure et six de bitartrate de

potasse : quand tout est dissous, on filtre, on évapore le liquide et on le laisse cristalliser. Le solutum de ce sel double, a été célèbre pendant quelque temps, dans le traitement des maladies vénériennes : on l'employait comme le solutum de deutochlorure, mais il est beaucoup moins actif. A la même époque, on le faisait entrer aussi dans la composition d'un sirop anti-syphilitique.

Nota. Toutes les préparations mercurielles, prises à l'intérieur, étant vénéneuses, s'il survenait quelque accident, on aurait recours au traitement indiqué à l'article du perchlorure de mercure.

CARACTÈRES DES SELS A BASE D'OXIDES DE MERCURE.

Blancs à l'état neutre : saveur très-styptique. Le solutum des protosels est précipité en flocons noirs par la potasse, la soude, l'eau de chaux : celui des persels est précipité en jaune orangé par les mêmes réactifs. L'acide hydrochlorique ou le solutum d'un chlorure produit avec les protosels un précipité blanc insoluble dans l'eau et les acides ; les persels ne sont point précipités dans ce cas, si toutefois le solutum est étendu de beaucoup d'eau. L'acide hydrosulfurique ou un hydrosulfate produisent instantanément avec les protosels, un précipité noir : dans les persels, le précipité est d'abord blanc et noircit ensuite. L'iodure de potassium donne avec les protosels un précipité jaune verdâtre, et avec les persels couleur de chair et ensuite rouge coquelicot.

Tous les sels de mercure sont sublimés ou décomposés par le feu en donnant des traces de mercure, et ils le donnent en entier si on les chauffe avec une base qui ait plus d'affinité avec les acides. L'hydrocyanate ferruré de potasse les

précipite tous en blanc jaunissant à l'air : l'acide gallique, l'infusum de noix de galle en jaune-orangé. Une lame de cuivre plongée dans le solutum des sels de mercure se recouvre, en peu de temps, d'une couche grisâtre de mercure qui prend l'éclat brillant et argentin par le frottement.

ARGENT.

Diane. Lune. — Ce métal se trouve à l'état natif, mais toujours allié à un peu de cuivre, de fer et d'arsenic, dans toutes les mines de sulfure d'argent. L'argent natif aurifère, *or argental*, ne s'est encore trouvé qu'en Sibérie, dans une roche quartzeuse. L'*antimoine* d'*argent* occupe de petits filons dans le grès psammite. L'*arséniure* d'*argent* ne s'est encore trouvé qu'en très-petite quantité associé au sulfure de plomb et à l'arsenic natif. Le *mercure argental* ne se trouve qu'accidentellement dans les mines de mercure. Le sulfure d'argent, *argent vitreux*, est le minérai de ce métal le plus abondant, et se trouve en filons quelquefois très-considérables, dans les roches de toute formation. Le sulfure d'argent et d'antimoine, *argent rouge*, qu'on ne trouve souvent qu'en très-petite quantité dans les différentes mines d'argent ou de plomb argentifère de l'Europe, est quelquefois, en Amérique, la partie la plus importante du dépôt : quelquefois la couleur est noire, c'est alors l'*argent noir*, l'*argent fragile*. Le sulfure d'argent et d'arsenic accompagne toujours l'argent rouge et quelquefois est très-abondant dans certaines parties des filons. Le *chlorure d'argent*, *argent corné*, qu'on ne trouve en Europe et en Asie, que dans quelques filons argentifères, en très-petits cristaux ou sous forme de léger enduit, est un minéral

très-important dans l'Amérique équinoxiale. Le séléniure d'argent et de cuivre, *eukairite*, ne s'est encore trouvé que dans une mine de cuivre de smolande. Le *carbonate d'argent* n'a encore été trouvé que dans une mine d'argent de la souabe. Le tellurure d'or et d'argent, *or graphique*, se trouve en Transylvanie, dans une gangue quartzeuse à laquelle sont unis du carbonate de chaux, des sulfures de fer et de zinc, du cuivre gris et de l'or natif. L'*iodure* d'*argent* se trouve dans une mine d'argent natif des environs de Mexico.

Le traitement des minerais d'argent natif consiste premièrement dans leur trituration et dans des lavages reitérés, afin d'enlever autant que possible, les parcelles de gangue : on fait fondre ensuite la poudre métallique avec le triple de son poids de plomb : on obtient l'alliage en fusion, et à mesure qu'à sa surface il se produit une conche de litharge, on l'enlève : on sépare, au moyen de ce procédé, tout ce qui était combiné à l'argent, et ce métal à l'état de fusion, reste pur dans le creuset.

Les minerais d'argent antimonial sont exposés à un fort grillage qui enlève presque tout l'antimoine. On débarrasse ensuite l'argent de tous les corps étrangers par la liquation au moyen du plomb, puis on l'affine par la coupellation.

Le sulfure d'argent, qui fournit la plus grande partie de l'argent du commerce est débarrassé du soufre par le grillage, et l'on sépare, au moyen de la liquation avec le plomb, les métaux étrangers qui pourraient faire partie, soit accidentellement, soit naturellement, du sulfure d'argent.

Quelquefois on exploite des minerais de plomb ou de cuivre pour en retirer l'argent.

On extrait aussi l'argent par le mercure. On

grille le sulfure d'argent dans des fourneaux après y avoir mêlé du sel marin. Le soufre brûle, s'acidifie, chasse le chlore et se combine au sodium oxidé, le chlore se porte sur l'argent et il en résulte un chlorure de ce métal. On le pulvérise, on le place dans des tonneaux avec du mercure, de l'eau et des ferrailles. Le chlorure est décomposé par le fer, l'argent qui est alors isolé se combine au mercure. On distille dans des cornues en fonte : le mercure se volatilise et l'argent reste au fond. Ces tonneaux sont mis en mouvement de rotation par le moyen d'une machine. On pourrait extraire l'argent plus économiquement du chlorure en le chauffant dans des creusets avec son poids de potasse ou de soude qui s'emparent du chlore et l'argent pur forme un culot au fond du creuset, ou en le traitant à une température peu élevée, même sous l'eau, par le fer qui s'unit au chlore et met l'argent en liberté.

L'argent est un métal blanc, très-brillant, susceptible de recevoir un beau poli. Il est assez ductile pour être réduit en feuilles si minces, qu'elles s'enlèvent au moindre souffle, et assez tenace pour être tiré en fil très-fins. Sa pesanteur spécifique est de 10,4745 lorsqu'il a été fondu : elle augmente un peu par le martelage et revient 10,51. L'argent, exposé à une chaleur au-dessus du rouge cerise, entre en fusion : à une chaleur intense, et surtout au contact de l'air, il bouillonne et se réduit en vapeurs. Aussi la suie des cheminées des fourneaux des orfèvres en renferme une quantité notable. Avec des verres ardens, on argente une lame d'or que l'on place au-dessus de l'argent. Par un refroidissement lent, il cristallise en pyramides quadrangulaires.

L'air, à la température ordinaire, n'a aucune

action sur l'argent. Lorsqu'il y brunit et qu'il y perd son brillant, cette altération est toujours le résultat d'émanations sulfureuses qui se trouvent dans l'air et réagissent sur l'argent. Il suffit d'une eau de savon ou du frottement de la craie lavée pour lui donner tout son éclat. Lorsque ce métal est en fusion, il absorbe de l'oxigène, mais celui-ci s'en sépare à mesure que l'argent se solidifie, ce qui produit des protubérances et des crévasses à sa surface.

L'eau n'est point susceptible d'oxider l'argent, à aucune température.

L'argent est un des signes représentatifs de la valeur de tous les corps et les monnaies emploient la plus grande partie des produits de l'exploitation des mines. Il sert aussi pour faire des vases, des ustensiles, des bijoux, en raison de son brillant, de sa malléabilité et de son inaltérabilité à l'air. On l'emploie aussi en feuilles très-minces pour recouvrir la surface du cuivre, *plaqué*, et préserver ce dernier métal de l'atteinte des corps qui pourraient le transformer en poison très-actif. Comme il est noirci par la moindre vapeur de soufre, on le dore, et le résultat de cette opération se nomme *vermeil*.

L'argent pur est si mou qu'il ne pourrait conserver les formes qu'on lui donne dans les arts et surtout dans la bijouterie : aussi est-on obligé de l'allier pour le durcir, avec de petites quantités de cuivre déterminées par les lois. Cependant il est employé pur pour la fabrication des creusets et des capsules à l'usage des laboratoires de chimie et de pharmacie, et pour la préparation de quelques produits.

On prétend que l'argent pur, en limaille très-fine, à la dose d'un gramme dans cent vingt-cinq

d'eau, donné à l'instant où commence le paroxisme des fièvres intermittentes, arrête l'accès : que dans tous les cas, une seconde dose l'arrête infailliblement.

L'argent est encor employé en médecine pour argenter les pilules, *(vol.* 1, *pag.* 358 *)*, pour la préparation du nitrate d'argent, de la pierre infernale, etc.

Alliage d'argent et de cuivre. — Le cuivre et l'argent donnent par leur fusion un alliage blanc (même lorsque la quantité de cuivre est égale à celle de l'argent) plus dur et plus sonore. Les proportions de cuivre varient suivant les usages, et ce *titre de l'argent*, ou rapport de l'argent au cuivre est fixé par les lois de l'état et indiqué par le contrôle ou le poinçon que les essayeurs préposés à la garantie des matières d'or et d'argent apposent à leur surface, après s'être assurés de ce titre par un essai préalable. En France, l'argent employé à la fabrication de la vaisselle ne doit contenir qu'un vingtième de cuivre : l'argent monnoyé en contient un dixième. Les bijoux d'argent sont à un titre plus bas et en contiennent trois vingtièmes.

Alliage d'argent et de mercure. — Cet alliage, se prépare à froid, ou on fait rougir de l'argent en grenaille que l'on projette dans dix parties de mercure très-chaud, mais non bouillant. Dans ce dernier cas, on comprime le tout dans une peau de chamois, le mercure en excès filtre, et l'alliage reste. Il est mou, blanc, brillant, décomposé à une chaleur rouge obscure en laissant l'argent pur. C'est d'après cette propriété qu'on argente une pièce de cuivre ou de laiton. On la frotte d'abord avec un solutum de nitrate de mercure, puis on y applique l'alliage et on chauffe dans des fourneaux particuliers. Lorsque le mercure est

volatilisé, on frotte la pièce sous l'eau avec une brosse un peu rude, pour enlever l'excès d'argent et on la brunit ensuite.

NITRATE D'ARGENT.

On traite une partie d'argent purifié par la coupellation et réduit en grenailles par deux parties d'acide nitrique pur à 35 degrés. Une partie de l'acide nitrique se décompose en présence de l'argent, en deutoxide d'azote qui se dégage avec une vive effervescence et en oxigène qui se combine avec l'argent. Cet oxide d'argent se dissout de suite dans l'acide nitrique non décomposé. Lorsque la réaction est achevée, qu'il n'y a plus d'argent métallique, on évapore le liquide à moitié, et en l'abandonnant à lui-même il cristallise.

On peut préparer le nitrate d'argent avec l'argent du commerce allié au cuivre, mais il faut le faire cristalliser plusieurs fois pour le séparer du nitrate de cuivre qui est plus soluble : ou faire bouillir le solutum des deux nitrates avec de l'hydrate d'oxide d'argent, qui décompose tout le nitrate de cuivre et en précipite l'oxide de cuivre; ou mettre dans une cuillère de fer le mélange sec des deux nitrates et l'exposer à un feu modéré de manière à le tenir dans un état de fusion jusqu'à ce que l'ébullition soit terminée, et à cette température le nitrate de cuivre est décomposé en entier et celui d'argent ne l'est point. On traite ensuite par l'eau distillée pour séparer le nitrate d'argent du peroxide de cuivre.

Le nitrate d'argent se présente en belles lames transparentes et brillantes, ayant une forme variable, hexaèdrique, tétraèdrique ou trièdrique. Sa saveur est amère, âcre et caustique. Il est inal-

térable à l'air, mais à l'action de la lumière, il brunit à sa surface par suite de la réduction d'une partie de l'oxide. Exposé au feu, il se fond, puis à une chaleur rouge il se décompose en donnant du deutoxide d'azote, de l'acide nitreux, de l'oxigène et de l'argent métallique. L'eau froide en dissout un poids égal au sien, et ce solutum produit sur la peau et sur toutes les parties organisées des tâches brunes qui ne disparaissent que par la chute de la surface touchée.

La facilité avec laquelle ce sel est décomposé par tous les tissus organiques, le rend propre à marquer le linge d'une manière indélébile. On mouille le tissu avec le solutum d'une partie de carbonate de soude dans quatre parties d'eau. Quand il est sec, on y forme des caractères avec un solutum de nitrate d'argent, épaissi par un peu de gomme arabique. Par l'exposition à la lumière solaire, les traits formés avec ce dernier liquide deviennent bruns et indélébiles, par suite de la décomposition et de la réduction du nitrate d'argent. Le nitrate d'argent a la propriété de pénétrer la substance des agathes et de les colorer en brun ou en violet à une certaine profondeur.

Le solutum de nitrate d'argent est employé pour manifester l'existence du chlore et de ses composés : à peine est-il en contact avec lui qu'il se forme un précipité blanc, floconneux, qui n'est soluble que dans l'ammoniaque. En médecine, on emploie le solutum d'une partie de nitrate d'argent dans douze d'eau distillée, contre les ulcères rebelles et de mauvais aspect. Celui d'une partie de nitrate et 576 d'eau distillée, contre l'hydropisie, à la dose de trente à soixante gouttes, trois ou quatre fois par jour et comme collyre astringent, dans certaines ophthalmies chroni-

ques : le solutum dans les mêmes proportions mais fait avec l'eau distillée de menthe, dans les maladies convulsives, à la dose d'une cuillérée à café, toutes les deux heures : le solutum d'une partie de nitrate dans 288 d'eau distillée et l'addition de 72 d'alcool à l'opium, pour déterger la surface des ulcères sanieux. Enfin celui d'une partie de nitrate dans 3400 d'eau distillée, dans la blénorrhée et contre les ulcères de la bouche causés par le mercure.

La poudre de nitrate d'argent, vantée dans l'épilepsie, l'angine de poitrine et les maladies vermineuses se prépare avec deux grammes de nitrate d'argent cristallisé qu'on mêle bien avec six grammes de sucre et qu'on partage en soixante prises. La dose est d'une à deux prises par jour, dans du sirop de sucre.

Les *pilules anti-épileptiques* se préparent avec un grain de nitrate d'argent cristallisé, et un gros de mie de pain, que l'on divise après en vingt pilules, dont on fait prendre de deux à quatre par jour.

Administré à l'intérieur à la dose d'un gramme et plus, c'est un poison corrosif local, dont les effets doivent être combattus immédiatement par l'eau salée, les évacuans et ensuite les émolliens. Aux doses ordinaires, il occasionne au bout d'un certain temps la coloration de la peau en bleu ou en brun.

Nitrate d'argent fondu. Pierre infernale. — On évapore à siccité la dissolution de l'argent dans l'acide nitrique. On dispose ce sel dans un creuset d'argent, de porcelaine ou de platine que l'on place sur un feu modéré. Lorsque le boursouflement occasionné par la petite quantité d'eau de cristallisation ou simplement interposée entre les cristaux s'est dissipé, que le sel est dans une fu-

sion tranquille, on retire le creuset de dessus le feu : on coule le nitrate dans une lingotière de cuivre que l'on enduit d'un peu de suif : on laisse refroidir, on enlève les lingots et on les renferme dans un bocal hermétiquement bouché, dans lequel on a disposé des semences de lin, afin que les cylindres, en se choquant les uns sur les autres, ne puissent se rompre.

Il ne faut pas que le nitrate d'argent reste longtemps sur le feu, lorsqu'il est en fusion complète, parce que par un séjour trop prolongé, il acquiert une couleur bure noire qui provient d'un commencement de décomposition, et l'argent se réduirait, si l'on continuait, par le dégagement total de gaz oxigène et de deutoxide d'azote. Si on ne le chauffait pas assez complètement, il ne serait pas aussi caustique qu'il doit l'être.

Le nitrate d'argent fondu est parfaitement blanc, si on l'a coulé dans un tube de verre : il est au contraire grisâtre et même noir, si le moule dont on s'est servi est de cuivre. Il paraît que, dans ce cas, il doit sa couleur à une portion d'oxide d'argent très-divisé, séparé du nitrate par le cuivre, et à une quantité de charbon mis à nu par la décomposition du suif avec lequel on graisse la lingotière dans laquelle on coule le sel.

La saveur de ce sel fondu est âcre : il présente des aiguilles dans sa cassure ; il est partiellement soluble dans l'eau et l'alcool, souvent employé comme cathérique, parce qu'il n'est pas absorbé. Son action sur la peau est lente, mais elle est très-rapide sur les chairs vives en occasionnant une irritation légère et de peu de durée, et donnant naissance à une escarre mince, sèche et d'un gris foncé noirâtre. On s'en sert pour réprimer les chairs fongeuses : combattre les retrécissements

du canal de l'urètre, du canal nazal : obtenir la cicatrisation des ulcères de la cornée, celle des trajets fistuleux anciens, d'ulcères rebelles et de chancres indolents. Appliqué en poudre sur les plaies compliquées de pourriture d'hôpital, il en arrête les progrès et amène la guérison. On s'en sert de la même manière contre les cors. Il a été employé récemment pour cautériser les boutons varioliques, les faire avorter.

Les *lingotières* sont des cylindres creux dans lesquels on coule les métaux, lorsqu'ils sont fondus, pour leur donner la forme d'un lingot. Elles doivent être très-unies en dedans, afin que le lingot puisse se détacher facilement et soit lui-même très-uni.

On les enduit intérieurement d'un peu d'huile ou de suif, avant que d'y couler le métal, pour empêcher qu'il n'y soit adhérent. Il faut en même temps avoir la précaution de les chauffer, un peu avant que d'y couler le métal, autant pour enlever l'humidité qui serait capable de le faire sauter en l'air avec explosion, qu'afin que le refroidissement du lingot ne s'opérant que par degrés, en soit plus parfait et plus uni.

CARACTÈRES DES SELS D'ARGENT.

Ils sont pour la plupart blancs et peu solubles. Leur solutum a une saveur âcre et acerbe : la potasse et la soude y forment un précipité gris noirâtre, qui mis sur les charbons rouges du feu, passe à l'état d'argent métallique. L'ammoniaque en petite quantité y fait aussi un précipité, mais un excès de cet alcali le redissout. L'acide hydro chlorique ou le solutum de chlore ou d'un chlorure y produit un précipité blanc, caillebotté, lourd

insoluble dans l'eau et les acides, mais soluble dans l'ammoniaque : ce précipité exposé à la lumière solaire se colore en violet de plus en plus foncé. Ils sont précipités en noir par l'acide hydrosulfurique, les hydrosulfates simples ou sulfurés : en brun jaunâtre, par l'acide gallique, l'infusum de noix de galle : en blanc qui bleuit à l'air par l'hydroferrocyanate de potasse ; en blanc par l'iodure de potassium et cet iodure d'argent est insoluble dans les acides et l'ammoniaque : en brun rougeâtre qui brunit par son exposition à la lumière, par le chromate de potasse : à l'état métallique et en poudre, par le solutum de protosulfate de fer. A l'état métallique et en petites aiguilles fines disposées en houppes légères, par une lame de zinc ou de cuivre, mais l'argent retient toujours un peu de cuivre, quand c'est ce métal qu'on emploie comme précipitant.

OR.

Ce métal se rencontre toujours à l'état métallique, mais jamais parfaitement pur, toujours uni à une petite quantité d'argent ou de cuivre, ou de tellure.

On le trouve en petits *cristaux* octaèdres, cubiques, etc. ; en petits cristaux groupés *dendritiques*, en *lames* étendues à la surface des gangues ; en grains ou *pépites* plus ou moins volumineux, et quelquefois en *filons* dans certaines roches quartzeuses ou schisteuses ; en *paillettes* disséminées dans quelques terrains d'alluvion, dans quelques dépôts arénacés, dans les sables de quelques rivières, ou engagées dans du sulfure de fer ou de l'hydroxide de fer provenant de sa décomposition, et quelques autres sulfures.

L'alliage naturel de l'or et de l'argent était connu autrefois sous le nom *d'electrum* et on appelle *or graphique* le tellurure d'or et d'argent.

Ceux qui extraient l'or du sable des rivières (le Rhône, l'Arriège), se nomment *orpailleurs*. Ils lavent ce sable à plusieurs reprises sur des tables inclinées et dans de petits vases de bois. Le premier sable que l'eau entraîne est rejeté, comme ne contenant plus d'or : le second est mis en réserve pour être lavé de nouveau comme le sable neuf : le troisième est beaucoup plus riche. Lorsqu'on a ainsi transformé le sable par le lavage en sable riche, on broie celui-ci avec du mercure qui s'empare de l'or qu'on en extrait par la distillation, comme pour l'argent.

Lorsque l'or est en roche, on bocarde la mine, on la lave pour séparer la plus grande partie de la gangue : on fond le résidu ; mais comme l'or qu'on obtient peut renfermer du cuivre, du fer et de l'argent, on le fond de nouveau avec du nitre qui oxide les deux premiers métaux et les sépare. Pour lui enlever l'argent on fait le *départ*; on allie par la fusion cet or argental avec trois parties d'argent, on réduit cet alliage en grenailles et on le traite à chaud par l'acide nitrique étendu, puis par l'acide sulfurique concentré. L'argent ajouté à l'or est dissous ainsi que celui qu'il contenait naturellement, et l'or qui reste insoluble est fondu et coulé en lingots. L'argent est précipité de sa dissolution, entièrement et à l'état métallique, en y plongeant des lames de cuivre. Si les roches contiennent peu d'or, après les avoir pilées, on les traite comme le sable.

Les sulfures aurifères sont grillés, fondus au fourneau à manche pour avoir une matte plus riche que le minerai, grillés de nouveau et traités

avec du plomb, qui s'allie avec l'or. On sépare ce dernier métal par la coupellation, comme on le fait pour les plombs argentifères.

L'or a une couleur jaune particulière, très-éclatante et brillante lorsqu'il a été poli. Il est inodore et insipide. C'est le plus ductile et le plus malléable de tous les métaux. Avec trente-deux grammes d'or on peut recouvrir entièrement un fil d'argent long de cent dix lieues. On frappe à grand coups de maillet d'acier poli des piles d'or laminé très-mince, dont chaque lame est séparée par une feuille de baudruche, et l'or s'étend et s'amincit à tel point qu'il flotte au moindre vent. Il est susceptible de se laisser entamer par le couteau; il est plus mou que l'argent et jouit d'une moins grande tenacité que lui. Sa pesanteur spécifique est de 19,35.

Il est moins fusible que l'argent et le cuivre, mais plus que le fer : il se fond au-dessus de la chaleur rouge, à + 705° ou 32° du pyromètre de Wedguood. Il luit alors avec une couleur vert de mer, qui redevient jaune par le refroidissement. Il est fixe à la chaleur qu'on produit dans les fourneaux ordinaires et ne peut être volatilisé que par une forte décharge électrique ou dans le foyer d'un grand miroir ardent. Si lorsqu'il est fondu on le laisse refroidir, il est susceptible de cristalliser en pyramides courtes, quadrangulaires.

L'air et l'eau, à aucune température, ne lui font point éprouver d'altération. Il conserve son éclat brillant par son exposition dans leur milieu, sans s'oxider.

L'or est devenu la base de presque toutes les transactions. C'est le signe le plus ordinaire du luxe et de l'opulence; aussi la cupidité avait-elle exaspéré le cerveau des *alchimistes* qui ont fait

de vaines tentatives pour transformer les autres métaux en or : de leurs travaux ruineux il en est pourtant résulté des découvertes du plus haut intérêt, dont surent profiter les physiciens, les chimistes et les médecins habiles.

L'or s'emploie surtout pour faire des bijoux, des vases précieux, de la monnaie : il sert dans la préparation du pourpre de cassius, et aussi pour revêtir divers objets et leur donner une brillante apparence, ce qu'on nomme dorer. La dorure de certains objets en bois, en plâtre, etc., se fait ordinairement en appliquant à leur surface une feuille mince d'or.

L'or, à l'état métallique, est employé en médecine, mais il doit pour cela être divisé autant que possible. On triture dans un mortier de verre six parties de mercure et une d'or en feuille. Lorsque l'alliage est terminé on le traite à chaud par l'acide nitrique qui dissout le mercure et laisse l'or en poudre très-subtile. On la sépare par la filtration, on la fait sécher, on la triture et on la passe au plus fin tamis de soie que l'on a. On fait dissoudre de l'or dans l'acide chloronitreux, *eau régale*. On verse du protosulfate de fer dans ce solutum : le fer passe à l'état de peroxide par la décomposition de l'eau, le chlore à celui d'acide hydrochlorique, et l'or se précipite. On sépare l'or, on le fait digérer avec de l'acide hydrochlorique, on le lave bien avec l'eau ordinaire et on le fait sécher. Cet or est en poudre verte-brunâtre; on s'en sert pour dorer les porcelaines. Par le frottement ou la chaleur, il prend la couleur jaune brillante qui caractérise ce métal. Un moyen plus simple de se procurer l'or très-divisé consiste à triturer des feuilles d'or avec du miel et de la gomme arabique, laver ensuite le mélange avec l'eau chaude,

filtrer pour séparer le liquide, faire sécher la poudre qui reste sur le filtre, la triturer et la tamiser. On s'en sert à la dose d'un demi-grain à cinq grains par jour, en frictions sur la langue et les gencives contre la syphilis. On dit aussi en avoir retiré de grands avantages contre les scrofules et le goître. On l'emploie encore plus souvent par la méthode endermique, lorsque l'état de la bouche ne permet pas d'y faire des frictions : on l'applique à la surface dénudée de la peau sous forme de pommade d'or anti-vénérienne.

Le *sirop d'or* ou topique aurifique, se prépare par le mélange de vingt-quatre parties de sirop de sucre ou de gomme et une d'or divisé. On s'en sert en lotions dans les ulcères vénériens de la luette et du voile du palais.

La *pommade d'or anti-vénérienne*, pour le pansement des chancres vénériens, se fait en mêlant une partie d'or pulvérisé et quatre d'axonge. Une autre pommade du même nom, usitée en frictions sur les bubons, surtout indolens, se prépare en mêlant une partie d'or divisé et quarante-huit de cérat.

Alliage d'or et de cuivre. — Cet alliage, employé pour la confection des pièces d'or, est formé en France de neuf parties d'or et d'une de cuivre : celui qui sert à fabriquer la vaisselle est de 92 d'or et 8 de cuivre : celui pour les bijoux d'or est de trois parties d'or et une partie de cuivre. L'analyse de ces alliages se fait, comme celle de l'argent, par la coupellation.

Alliage d'or et d'argent. — Il est plus dur que l'un et l'autre composans, plus fusible que l'or et d'une couleur variable. Il est blanc, lorsque l'argent est déjà deux fois plus considérable que l'or : il est verdâtre lorsqu'il résulte de la combinaison de sept parties d'or contre une d'argent. Ce der-

nier alllage, *or vert*, est employé pour souder ensemble les pièces d'or.

Alliage d'or et de mercure. — Le contact des vapeurs du mercure suffit pour blanchir l'or. On fait ordinairement cet alliage avec deux parties d'or et une partie de mercure : il est blanc, mou, susceptible de se solidifier peu à peu. On l'emploie pour dorer le cuivre et l'argent par les procédés indiqués pour argenter. L'argent doré est connu sous le nom de *vermeil*.

PERCHLORURE D'OR.

Muriate d'or. — On peut le former directement en mettant de l'or en poudre fine dans le solutum aqueux de chlore; mais le procédé généralement usité consiste à chauffer dans un ballon de verre, une partie d'or laminé et coupé en morceaux et quatre parties d'acide chloronitreux (eau régale). Lorsque la dissolution est opérée on laisse reposer pour séparer une petite quantité de chlorure d'argent qui s'est formée par l'argent que renferme l'or du commerce, et on évapore le liquide dans une capsule de porcelaine, jusqu'en consistance sirupeuse, pour volatiliser l'excès d'eau régale employée.

Ainsi obtenu, le perchlorure se présente en une masse cristallisée composée d'aiguilles d'un rouge brun très-foncé, déliquescentes, inodores, d'une saveur styptique très-désagréable, très-fusibles, solubles dans l'eau et communiquant à celle-ci une couleur rouge-jaunâtre lorsque le solutum est concentré et jaune-orangé pâle lorsqu'il est très-étendu.

Par l'action du calorique, le perchlorure perd d'abord une portion de chlore, et passe à l'état

de protochlorure : ensuite, par une température plus élevée, il se décompose entièrement en gaz chlore qui se dégage, et en or métallique.

Le perchlorure d'or est décomposé, à la température ordinaire, par tous les corps simples ou composés qui peuvent lui enlever son chlore, ou qui ayant beaucoup d'affinité pour l'oxigène déterminent concurremment la décomposition de l'eau : tels sont les sels métalliques au minimum d'oxigénation qui peuvent passer au maximum ; le chlore se trouvant alors en contact avec l'hydrogène naissant, abandonne l'or et s'acidifie.

L'épiderme, touché avec un solutum de perchlorure d'or, acquiert une couleur brune foncée violette ou pourprée, qui ne disparaît qu'avec la chûte de cette membrane : il colore de même toutes les matières organiques.

Le perchlorure d'or, est employé en médecine, pour combattre les affections syphilitiques constitutionnelles, à la place des préparations mercurielles, à la dose d'un dixième de grain. Il a aussi été proposé comme sudorifique. A haute dose, il agit sur l'économie à la manière des poisons corrosifs. A la dose indiquée, il jouit de propriétés excitantes générales plus énergiques que celles du perchlorure de mercure et sans agir aussi vivement sur les glandes salivaires. C'est ordinairement en frictions, sur les gencives et sur la langue, qu'on l'administre, parce qu'il est moins facilement décomposé, inconvénient qui au reste n'est pas bien grave, puisqu'on attribue les mêmes propriétés à l'or métallique, oxidé ou combiné avec le chlore.

Le *solutum de perchlorure d'or*, pour l'usage médical, s'obtient en mettant une partie de perchlorure cristallisé dans dix-neuf d'eau distillée.

La *poudre de perchlorure d'or* se prépare en mêlant un grain de perchlorure avec 72 d'amidon et faisant quinze paquets.

Les *bols anti-siphilitiques* se font en incorporant dans six grains d'extrait d'aconit un demi-grain de perchlorure d'or et divisant en six bols, à prendre en trois fois, dans la journée.

Les *pilules de perchlorure d'or* s'obtiennent par le mélange d'un grain de perchlorure d'or et de soixante grains d'extrait de thymélée, pour avoir soixante pilnles, dont la dose est d'une par jour, en augmentant progressivement. On prépare un médicament du même nom en faisant un mélange de dix grains de perchlorure d'or et de trois gros de poudre de racines de réglisse, lui donnant la consistance pilulaire, et faisant cent cinquante pilules que l'on prend comme les premières.

La *teinture d'or, or potable*, se fait en dissolvant une partie d'or dans huit d'eau régale, versant dans le solutum seize parties d'huile volatile de romarin. Cette huile enlève l'or au chlore et surnage : on la retire et on la dissout dans soixante-quatre parties d'alcool rectifié à 36° : la dose est de dix gouttes. Toutes les hniles volatiles ont la même propriété et l'or potable n'est que de l'or métallique, snspendu dans un liquide huileux et alcoolique en molécules assez fines pour pouvoir être bu lui-même sous l'apparence d'un liquide.

Le perchlorure d'or très-étendu d'eau distillée, mis en contact avec un solutum aussi très-étendu de protochlorure d'étain, est tout-à-coup décomposé. Il se forme un précipité poupre, *pourpre de Cassius* qui est employé depuis un demi-grain jusqu'à un grain, progressivement, en frictions snr la langue : depuis un vingtième de grain jusqu'à un grain entier, par degrés, à l'intérieur. Dans

les arts, on l'emploie surtout pour colorer les émaux : pour faire des rubis artificiels en le fondant avec du strass et l'exposant à la flamme fumante d'une substance végétale, si la couleur avait disparu par la fusion; pour former les fonds roses ou pourpres sur la porcelaine. Les opinions sont partagées sur la composition de cette substance : les uns veulent que ce soit du peroxide d'étain et de l'or métallique dans un grand état de division : ils se basent sur ce que les oxides d'or sont facilement réduits au feu et que le pourpre de Cassius supporte les plus hautes températures sans éprouver d'altération : sur ce qu'en traitant par l'acide nitrique des alliages où se trouvent de l'étain et de l'or, le peroxide d'étain qui se forme et qui se précipite avec l'or qui n'est point attaqué, a une couleur plus ou moins pourprée par la présence de ce métal. Ceux qui veulent que ce soit un mélange de peroxide d'étain et d'or à un degré particulier et inconnu d'oxidation, citent sa solution dans l'ammoniaque caustique, ce qui n'aurait point lieu si l'or était à l'état métallique, ou il se formerait de l'or fulminant si c'était un oxide connu, ce qui n'a point lieu dans cette circonstance.

CHLORURE D'OR ET DE SODIUM.

Muriate d'or et de soude. — Le perchlorure d'or est susceptible de s'unir en proportions définies avec le chlorure de sodium. Le chlorure d'or et de sodium employé en médecine s'obtient en dissolvant parties égales de chlorure de sodium et de perchlorure d'or dans l'eau distillée et en faisant cristalliser. On obtient des prismes quadrangulaires et allongés, déliquescens et d'une couleur jaune très-belle. Employé comme anti-

vénérien et fort souvent, depuis un quinzième jusqu'à un sixième de grain par jour, dans du sirop de gomme.

La *poudre de chlorure d'or et de sodium* se prépare par le mélange exact d'un grain de cette combinaison triple et deux grains de poudre d'iris épuisée par l'eau et l'alcool. Pour l'usage, on divise cette dose d'abord en quinze, puis en quatorze, treize, douze, et même progressivement huit parties. On commence par les doses les plus faibles, et on en fait une fois par jour des frictions sur la langue.

La *pommade de chlorure d'or et de sodium* préparée avec trente-six parties d'axonge et un dixième de partie de chlorure d'or et de sodium s'applique sur une surface dénudée exprès par un petit vésicatoire.

Les *pilules de chlorure d'or et de sodium* se préparent avec un grain de ce composé, deux gros d'extrait de garou pour soixante pilules. On en fait prendre d'une à huit par jour.

PEROXIDE D'OR.

On fait chauffer le solutum de perchlorure d'or avec un excès de magnésie calcinée : celle-ci abandonne son oxigène pour s'unir avec le chlore, faire un composé soluble et l'oxigène se porte sur l'or. Il se précipite du peroxide d'or avec l'excès de magnésie. On lave bien ce précipité, on le soumet à l'action de l'acide nitrique faible, l'excès de magnésie est dissous, et on sèche à une très-douce chaleur le peroxide d'or qui est pur.

Lorsqu'il est hydraté, sa couleur est jaune-rougeâtre : lorsqu'il est sec, il est brun-violet et pulvérulent. Soumis à une légère chaleur, il se ré-

duit facilement en métal et en gaz oxigène. Il est également décomposé par les corps très-avides d'oxigène. Il est insoluble dans les acides, ne peut former des sels avec eux, mais il s'unit avec la potasse, la soude, etc., et forme des combinaisons solubles, désignées sous le nom d'*aurates* ou d'*orates*. Il est composé de 100 d'or et 12,03 d'oxigène.

On l'administre principalement dans les scrofules et les engorgemens lymphatiques, à la dose d'un cinquième de grain.

Les *pilules d'or fondantes* se préparent avec six grains de peroxide d'or et deux gros d'extrait de garou, dont on fait soixante pilules. On en prend de deux à dix par jour en augmentant peu à peu.

CARACTÈRES DES PRÉPARATIONS D'OR.

Le protoxide d'or n'étant pas stable puisqu'il se décompose, même dans l'obscurité et seul, en peroxide et en oxigène qui se dégage, ne peut former des sels : le peroxide d'or se mêlant avec quelques acides pour faire des acides mixtes et remplissant avec les alcalis les fonctions d'acide et faisant des combinaisons solubles et stables, il n'y a point de sels d'or et tous les caractères assignés à cette classe de sels qui n'existe pas, sont ceux du perchlorure d'or ou des aurates de potasse, de soude, etc.

Ces préparations d'or ont une couleur jaune : elles sont précipitées en noir par l'acide hydrosulfurique, par l'hydrosulfate de potasse. D'abord en vert, ensuite brun, qui est de l'or métallique par l'acide gallique et l'infusum de noix de galles : en blanc-jaunâtre par l'hydroferrocyanate de potasse:

colorées en vert-brunâtre ou bleuâtre, qui est de l'or métallique, par le protosulfate de fer : en pourpre par le protochlorure d'étain ou une lame d'étain.

Nota. Le chlorure de platine et de sodium a été employé dans les mêmes cas et de la même manière que le chlorure d'or et de sodium. Comme les résultats ont été analogues et qu'on ne doit pas multiplier les médicamens dont les propriétés sont seulement égales, le chlorure de platine et de sodium est inusité aujourd'hui, ainsi que son peroxide qui est émétique ou purgatif, suivant la dose.

SELS A BASE D'AMMONIAQUE.

Carbonate d'ammoniaque. Sel volatil d'Angleterre. Alcali volatil concret. — Ce sel n'existe point dans la nature, mais il se forme dans la fermentation putride des substances animales et leur décomposition par le feu.

Dans les laboratoires, on met dans une cornue de grès lutée et jusqu'aux quatre cinquièmes de sa capacité, un mélange de parties égales d'hydrochlorate d'ammoniaque et de carbonate de chaux : on met la cornue dans un fourneau à reverbère, on la fait communiquer avec un récipient cylindrique allongé, en verre ou en grès, bouché à sa partie inférieure, mais muni d'un tube ouvert pour le dégagement de l'air et des vapeurs. On chauffe, les deux sels se décomposent ; l'acide hydrochlorique et la chaux forment de l'eau et du chlorure de calcium fixe : l'acide carbonique et l'ammoniaque s'unissent et forment un sel qui se volatilise, mais dont les vapeurs arrivées dans le récipient y sont refroidies soit par

des linges mouillés, soit par un courant d'eau; elles sont d'abord condensées en aiguilles blanches, mais en continuant de s'appliquer les unes sur les autres, elles forment bientôt une couche plus ou moins épaisse. L'opération terminée, on brise le récipient pour en retirer le sel qu'on conserve dans des vases bien bouchés.

Dans les manufactures, on décompose le sulfate d'ammoniaque par le carbonate de chaux, dans des tuyaux en fonte placés horizontalement et le carbonate d'ammoniaque se condense dans un autre tuyau en fonte, incliné, qu'on ajuste au premier. On retire le sel en grattant l'intérieur avec des tiges en fer.

Ce produit, mélange variable de carbonate et de bicarbonate d'ammoniaque, se présente en une masse blanche cristallisée, d'une odeur très-prononcée d'ammoniaque : sa saveur est piquante et caustique. Il est très-volatil, et se dissipe entièrement à l'air, même à la température ordinaire après s'être légèrement effleuri. L'eau froide le dissout facilement, l'eau bouillante le volatilise en entier. On peut néanmoins l'obtenir cristallisé par refroidissement : il suffit pour cela d'en saturer de l'eau à la chaleur du bain-marie, de 60 à 80 centigrades. On filtre le solutum : il se dépose par refroidissement un grand nombre de cristaux transparens, grenus, sans formes bien prononcées. C'est dans cet état qu'on le vend sous le nom de *sel volatil d'Angleterre*. Le solutum est aussi odorant, mais plus faible : il verdit fortement le sirop de violette, rougit le curcuma et bleuit le tournesol rougi par les acides.

On emploie beaucoup de ce sel comme réactif, pour reconnaître certaines substances, et il est surtout précieux par la propriété qu'il a de dis-

soudre quelques oxides et sa grande volatilité permet de l'éliminer à volonté.

On consomme une assez grande quantité de ce sel pour donner du montant au tabac, car l'ammoniaque est le véhicule naturel de l'odeur de cette plante préparée, et l'énergie de son arome est singulièrement rehaussée par la présence de ce sel.

On l'emploïe très-fréquemment dans l'art du dégraisseur, pour enlever les taches produites par les acides végétaux. Son peu d'énergie, dans cette circonstance, en lui faisant saturer l'acide, l'empêche de réagir sur la couleur des tissus de soie.

Mêlé à la pâte de farine en petite quantité, il lui donne, en se volatilisant par la chaleur du four, la propriété de se gonfler, et rend ainsi le pain plus léger. Cette addition est surtout faite, en Angleterre, aux pâtes préparées avec des farines avariées, et qui produiraient un pain trop mat.

On s'en sert pour le faire respirer aux personnes qui tombent en syncope.

En médecine on l'emploie comme excitant et sudorifique, dans les mêmes cas que l'ammoniaque liquide, mais seulement ses propriétés sont moins énergiques. Les anglais s'en servent dans les convulsions des enfans produites par le travail de la dentition et surtout lorsqu'il y a acidité des premières voies. En France, on l'a administré avec succès dans les cas de croup, à l'intérieur et à l'extérieur pour rubéfier les parties latérales du cou.

La *pommade rubéfiante* se prépare avec une partie de carbonate d'ammoniaque et seize de cérat.

Le *liniment de carbonate d'ammoniaque* se prépare en mêlant trois parties d'huile d'olive et une de carbonate d'ammoniaque dissous dans son poids d'eau.

Le *sirop ammoniacal* s'obtient en dissolvant une partie de carbonate d'ammoniaque dans vingt-quatre de sirop de guimauve. La dose en est de huit grammes toutes les deux ou trois heures.

On prepare les *pilules anti-acides* avec cinq grains de carbonate d'ammoniaque et huit de rhubarbe.

Le *sel volatil de corne de cerf* est du carbonate d'ammoniaque, obtenu par la distillation de la corne de cerf, mêlé à quelques matières étrangères et surtout à une certaine quantité d'huile empyreumatique.

L'*esprit volatil de corne de cerf*, *de fil de soie*, etc., est un solutum de carbonate d'ammoniaque, contenant de l'huile empyreumatique, provenant de la distillation de la corne de cerf, de la soie ou de toute autre matière animale. Il entre dans l'*alcoolat de lavande ammoniacal*, ou *gouttes anglaises céphaliques*, qu'on prépare avec 32 parties d'esprit volatil de fil de soie, une d'huile volatile de lavande et quatre d'alcool à 36°. Cet alcoolat est administré à la dose de dix à trente gouttes, dans un véhicule approprié, dans les cas d'hystérie, de spasmes, etc.

HYDROCHLORATE D'AMMONIAQUE.

Sel ammoniaque. Muriate d'ammoniaque. — On le trouve aux environs des volcans sous forme pulvérulente ou en masse irrégulière au milieu des laves, dans les houillères embrasées. Il existe aussi dans l'urine de l'homme et de quelques animaux,

mais en très-petite quantité, ainsi que dans d'autres liquides sécrétés.

On le retirait autrefois de l'Egypte où on l'extrait de la combustion de la fiente des chameaux. On recueille la suie provenant de cette combustion, on y ajoute du sel marin, on en remplit aux deux tiers de grands ballons de verre qu'on laisse exposés à l'action du feu, sur un bain de sable, pendant plusieurs jours. Le sel ammoniac se sublime à la partie supérieure des ballons et y forme une couche hémisphérique, demi-transparente, grise-noirâtre à sa surface.

Aujourd'hui on l'obtient, en Europe, en décomposant par le feu des matières animales, os, cornes, sabots, etc. On convertit le carbonate d'ammoniaque qui forme un des produits de cette distillation en sulfate d'ammoniaque, en le passant à plusieurs reprises à travers une couche de sulfate de chaux : il en résulte du carbonate de chaux insoluble et du sulfate d'ammoniaque soluble. Dans ce solutum on met du chlorure de sodium et on chauffe : par l'action de la chaleur, il y a décomposition subite de l'eau et du sulfate d'ammoniaque, formation d'hydrochlorate d'ammoniaque et de sulfate de soude, tous les deux solubles, mais dans des quantités d'eau différentes. On fait évaporer, le sulfate de soude cristallise et on le sépare : l'hydrochlorate d'ammoniaque plus soluble reste dans l'eau-mère avec un peu de sulfate de soude. On évapore jusqu'à siccité et on sublime ce résidu dans des vases de terre cuite, en tâchant d'éviter l'obstruction de l'ouverture qui déterminerait la rupture des vases.

On commence à préparer le même sel en saturant par l'acide hydrochlorique les eaux ammoniacales qui proviennent de la distillation du char-

bon de terre, lors de la préparation du gaz propre à l'éclairage.

Ce sel est blanc, inodore, d'une saveur amère, âcre et fraîche. Il cristallise en longues aiguilles disposées comme les barbes d'une plume et qui paraissent être des pyramides hexaèdres. Sous cet état, exposé à l'action du feu, il éprouve la fusion aqueuse, perd son eau de cristallisation, se dessèche et se volatilise ensuite entièrement sous forme de vapeurs blanches sans éprouver d'altération. Ce sel, en masse, se recouvre d'un peu d'humidité lorsqu'il reste à l'air humide : mais cet effet est plus marqué lorsqu'il est en poudre ou cristallisé. L'eau, à la température ordinaire, en dissout 1/3 de son poids, et il se produit un froid plus considérable que par la solution de toute autre sel dans l'eau. L'eau bouillante le dissout en plus grande quantité. Il est composé de volumes égaux de gaz hydrochlorique et ammoniac, en poids de 68,39 d'acide et 31,61 de base.

Il existe dans le commerce sous forme de pains concaves d'un côté, convexes de l'autre, ou de masses coniques. Ce sel est compressible et difficile à pulvériser. Sa pesanteur spécifique est de 1,45.

Appliqué à l'extérieur en grande quantité, il produit une irritation plus ou moins vive et détermine ensuite des accidens nerveux. Pris à l'intérieur son action est la même. Administré à petites doses, il agit comme stimulant de toute l'économie et augmente beaucoup la sécrétion de la peau. Uni au Kina, il est efficace dans le traitement des fièvres intermittentes rebelles. A l'extérieur, son solutum est employé comme résolutif et réfrigérant : il est aussi employé en gargarisme dans les angines chroniques.

Dans les arts, il est usité pour l'étamage du

cuivre et pour plusieurs opérations de teinture. On emploie dans le premier cas le sel ammoniac gris et impur qu'on trouve dans le commerce, tandis que pour le second, on préfère avec raison le sel ammoniac blanc qui est exempt d'impuretés. Il fait reconnaître les sels de platine, en s'unissant avec eux et donnant naissance à un sel triple qui est peu soluble.

Ce dernier est aussi recherché pour les différentes opérations pharmaceutiques, pour l'usage médical et sa dose est d'un demi-gramme à un gramme et demi.

Le *sachet résolutif* se prépare avec parties égales de sel ammoniac, de chlorure de sodium décrépité et d'éponge brûlée. On renferme ce mélange de poudres dans un sac de toile fine qu'on applique sur le goître, les tumeurs indolentes, etc.

Le *gargarisme anti-septique* s'obtient en dissolvant dans deux cents grammes de decoctum de kina, demi-gramme de sel ammoniac et un gramme de camphre : très-employé autrefois dans l'angine gangréneuse.

L'*eau-de-vie ammoniacée* ou *fomentation résolutive* est le solutum d'une partie de sel ammoniac dans seize d'alcoolat de romarin. On trempe des linges dans ce liquide et on les applique dans l'engorgement des mamelles attribué à la stase du lait. Ce solutum est fréquemment employé comme résolutif dans les contusions, les gonflemens des articulations, etc.

HYDROCHLORATE D'AMMONIAQUE ET DE FER.

Fleurs de sel ammoniac martiales. — Ce médicament est un mélange d'hydrochlorate d'ammoniaque et de chlorure de fer. On le prépare

avec des doses différentes et par des procédés variés.

On mêle deux parties de sel ammoniac pulvérisé et trois parties de fer porphyrisé : on introduit ce mélange, après 24 heures, pour que le fer puisse commencer à s'oxider, dans une cucurbite de terre surmontée d'un chapiteau. On chauffe, l'oxide de fer dégage de l'ammoniaque et en s'unissant à l'acide hydrochlorique donne lieu à la formation d'eau et de chlorure de fer. Ce dernier se sublime à l'aide de l'hydrochlorate d'ammoniaque non décomposé.

On sublime dans un matras un mélange de trois parties de sel ammoniac et d'une de chlorure de fer desséché.

Comme le chlorure de fer est peu volatil par lui-même, et que le produit de la sublimation en contient des quantités variables en raison de la plus ou moins grande violence du feu, pour avoir un médicament constant, aujourd'hui on le prépare en dissolvant dans l'eau trois parties de sel ammoniac, une de chlorure de fer bien sec et l'on fait évaporer jusqu'à siccité. On agite constamment pour éviter la séparation de ces deux substances, et on les renferme dans un flacon bien bouché, parce que ce produit est déliquescent.

La couleur de ce mélange est d'un jaune orangé : sa saveur est styptique. Il est doué d'une action stimulante très-prononcée.

La *teinture des fleurs martiales* est le solutum d'une partie de ce composé dans quatre d'alcool, et s'emploie depuis dix gouttes jusqu'à trente, deux ou trois fois par jour, dans les cas ou l'usage des martiaux est réclamé.

HYDROCHLORATE D'AMMONIAQUE ET DE CUIVRE.

Fleurs ammoniacales cuivreuses. Ens veneris. —

Ce médicament est variable comme le précédent et n'est qu'un mélange.

On sublime de l'hydrochlorate d'ammoniaque avec un soixantième de son poids d'oxide de cuivre vert dans deux terrines posées l'une sur l'autre ou dans un chapiteau de verre qui recouvre un pot de terre : il n'y a que très-peu d'hydrochlorate d'ammoniaque décomposé et celui qui se sublime entraîne avec lui le peu de chlorure de cuivre formé.

Pour l'avoir toujours identique, on devrait dissoudre dans l'eau une partie de chlorure de cuivre bien sec, soixante de sel ammoniac, et faire évaporer avec les précautions indiquées à l'article précédent.

Il était autrefois très-employé dans l'épilepsie.

HYDROCHLORATE D'AMMONIAQUE ET DE MERCURE.

Sel alembroth. Sel de la sagesse. — C'est encore un mélange très-variable d'hydrochlorate d'ammoniaque et de perchlorure de mercure. On l'obtenait en sublimant le mélange de parties égales de ces deux substances. Aujourd'hui on traite par l'eau, on évapore le solutum et on le fait cristalliser. Les cristaux qui se forment sont un mélange de ces deux corps et une quantité excédante d'hydrochlorate d'ammoniaque. Le vrai sel alembroth étant un composé d'une partie de perchlorure de mercure et de quatre de sel ammoniac, il vaudrait mieux faire un mélange de ces deux corps dans cette proportion. Comme ce composé ne jouit guères que des propriétés du perchlorure de mercure mais à un degré bien inférieur, comme il est d'ailleurs très-variable, malgré les éloges des anciens, il est aujourd'hui abandonné.

NITRATE D'AMMONIAQUE ET DE MERCURE.

Dans seize parties d'acide nitrique à 25°, on fait dissoudre à la chaleur du bain de sable huit parties de mercure : après la dissolution on sature l'excès d'acide par l'ammoniaque et on fait évaporer jusqu'au point de cristallisation.

Les *gouttes blanches de Ward* sont le solutum d'une partie de ces cristaux dans trois d'eau de roses. Ce médicament, très-usité en Angleterre, contre les maladies vénériennes, se donne à la dose de deux à trois gouttes, dans un decoctum d'orge, de gruau ou de salsepareille.

PHOSPHATE D'AMMONIAQUE.

Ce sel existe dans l'urine humaine associé aux phosphates de soude et de magnésie. Pour le préparer, on traite le biphosphate de chaux par l'ammoniaque liquide, on filtre pour séparer le phosphate de chaux précipité, on évapore, et lorsque le liquide est amené au point de cristalliser, on sature par un petit excès d'ammoniaque, l'acide qui a été mis à nu pendant l'évaporation.

On l'obtient aussi par le carbonate d'ammoniaque, ou en traitant par l'eau bouillante quatre parties de phosphate de chaux et trois de sulfate d'ammoniaque, laissant en contact pendant 48 heures, agitant de temps en temps, filtrant et concentrant.

Ce sel est blanc, inodore, d'une saveur piquante. Il cristallise, par évaporation spontanée, en prismes à quatre pans, terminés par des pyramides à quatre faces : l'air ne lui fait éprouver aucune altération. Au feu, il fond dans son eau de

cristallisation, se dessèche ensuite : l'ammoniaque se dégage et l'acide phosphorique reste pur sous forme de verre fondu : l'eau froide en dissout la moitié de son poids, et ce solutum perd par la chaleur une partie d'ammoniaque et passe à l'état de biphosphate.

Le phosphate d'ammoniaque est employé pour obtenir l'acide phosphorique en le calcinant dans un creuset de platine et chassant l'ammoniaque par le calorique. Un tissu impregné d'un solutum concentré de phosphate d'ammoniaque, et séché ensuite, se charbonne au feu sans produire de flamme. Cet effet est dû à l'acide phosphorique, qui est mis à nu par la chaleur, et qui, recouvrant chaque filament du tissu, l'empêche de brûler à l'air. Aussi ce sel commence-t-il à être employé pour rendre les tissus, le bois, etc, moins combustibles.

Le solutum concentré de ce sel est employé à la dose de trente à quarante gouttes, comme excitant et diaphorétique.

PHOSPHATE D'AMMONIAQUE ET DE SOUDE.

Faites fondre, sur un feu doux, dans deux parties d'eau distillée, six parties de phosphate de soude et une partie de sel ammoniac. Laissez ce solutum dans un lieu frais pendant 24 heures : retirez et faites sécher les cristaux qui se sont formés. On l'emploie à la dose de quatre grammes comme révulsif et diaphorétique dans les catarrhes aigus.

SULFATE D'AMMONIAQUE.

Sel ammoniac secret de Glauber. Vitriol am-

moniacal. — On le trouve en petite quantité parmi les laves de l'Etna et du Vésuve, et uni au sulfate d'alumine. On l'obtient en versant un excès d'ammoniaque liquide dans l'acide sulfurique étendu de son poids d'eau et faisant concentrer à une douce chaleur. Dans les arts, on suit un procédé plus économique : on traite par le sulfate de chaux le carbonate d'ammoniaque qu'on retire de la distillation des matières animales.

Il est incolore, inodore. Sa saveur est amère, très-piquante. Il cristallise en petits prismes à six pans terminés par des pyramides à six faces. Exposé à l'air humide, il en attire un peu l'eau. Au feu, il se décompose peu à peu et finit par s'exhaler en fumée blanche. L'eau froide en dissout moitié de son poids, et bouillante un poids égal au sien.

Il est employé pour obtenir l'ammoniaque et le carbonate d'ammoniaque. Dans les arts, il sert à la préparation du sel ammoniac et de l'alun. En médecine, il est employé comme excitant et apéritif, à la dose d'un gramme et demi à deux grammes. On donne soixante gouttes de solutum aqueux saturé.

HYDROSULFATE SULFURÉ D'AMMONIAQUE.

Foie de soufre volatil. Liqueur fumante de Boyle. — On le prépare en mettant du soufre en contact avec un solutum d'hydrosulfate d'ammoniaque. Il en résulte un liquide jaune orangé qui est l'hydrosulfate sulfuré d'ammoniaque en solution dans l'eau.

Pour l'obtenir concentré et privé d'eau, on mêle une partie de chaux vive pulvérisée avec demi-partie de soufre en poudre et l'on y incor-

pore, aussi vite que possible, une partie de sel ammoniac pulvérisé. On introduit de suite ce mélange dans une cornue de verre lutée à laquelle est adoptée une allonge qui se rend dans un petit ballon bien sec et fermé par un long tube de verre effilé à son extrémité. On chauffe graduellement jusqu'à faire rougir la cornue et l'hydrosulfate sulfuré d'ammoniaque qui se produit apparaît sous forme de vapeurs jaunâtres qui se condensent dans le petit ballon qu'on tient refroidi avec des linges mouillés pendant l'opération.

Le sel ammoniac est décomposé par une partie de la chaux, d'où résulte du chlorure de calcium, de l'ammoniaque et de l'eau : celle-ci est à son tour décomposée de manière que son oxigène se porte sur une partie du soufre, pour former de l'acide sulfurique qui reste uni à l'autre partie de chaux, tandis que l'hydrogène se combine tout-à-la-fois avec le soufre et l'ammoniaque dégagé pour produire l'hydrosulfate sulfuré d'ammoniaque.

Ce produit, ainsi préparé, est liquide, jaune rougeâtre, d'un aspect oléagineux : son odeur est forte et insupportable : mis en contact avec l'air, il exhale des vapeurs par suite de l'action de l'oxigène sur une partie de l'acide hydrosulfurique, car dans les autres gaz il ne produit point de fumées blanches. Une douce chaleur le décompose et le transforme en hydrosulfate d'ammoniaque qui se volatilise et cristallise à une basse température, tandis que le soufre moins volatil s'en trouve séparé.

Mis en contact avec l'eau, une portion de soufre s'en sépare; les acides en dégagent l'acide hydrosulfurique et en précipitent du soufre en poudre blanche.

Ce sel est très-volatil et sa vapeur décompose

instantanément les oxides métalliques, notamment ceux des métaux blancs, bismuth, plomb, argent, etc., et les transforme en sulfures qui ont une couleur noire. Les diseurs de bonne aventure mettent à profit cette propriété, écrivent sur du papier blanc avec le solutum incolore d'un de ces sels et après l'avoir fait choisir à la personne qui est le sujet de leur expérience, l'enferment dans un bocal au fond duquel on a répandu quelques gouttes de cet hydrosulfate sulfuré. Les caractères qui étaient invisibles noircissent tout de suite.

L'hydrosulfate sulfuré d'ammoniaque, violent excitant, a été conseillé dans les maladies attribuées à l'abus du mercure, dans la phthisie pulmonaire et dans le diabète. On commence par trois ou quatre gouttes et on augmente peu à peu jusqu'à ce que le malade éprouve de légers vertiges.

Le *sirop sulfurétique* se prépare en faisant dissoudre dans douze parties de sirop de sucre trois parties d'hydrosulfate sulfuré d'ammoniaque et une de sulfure de soude antimonié. Ce sirop recommandé dans le croup, se donne à la dose d'une cuillerée à café toutes les heures.

NITRATE D'AMMONIAQUE.

Nitre inflammable. On l'obtient en sursaturant l'acide nitrique faible par l'ammoniaque liquide ou le carbonate d'ammoniaque, et faisant évaporer le liquide jusqu'au point de cristallisation. Si elle est prompte, ce sont des aiguilles soyeuses, jouissant d'une certaine élasticité et accolées les unes aux autres : autrement ce sont des prismes hexaèdres terminés par des pyramides hexaèdres alongées.

Ce sel est blanc, inodore, d'une saveur fraîche,

âcre et amère. Il attire l'humidité de l'air. Au feu il se décompose graduellement et se convertit entièrement en eau et en oxide d'azote : projeté dans un creuset rougi au feu, il s'enflamme subitement et avec explosion, et donne les mêmes produits.

On l'emploie pour obtenir le protoxide d'azote, et dans les recherches analytiques pour brûler les particules charbonneuses qui peuvent rester dans les cendres obtenues de la combustion des matières organiques.

Ce sel, manifestement excitant, a aussi été regardé comme rafraîchissant et diurétique, propriété qu'il possède en effet, comme tous les stimulans, dans certaines circonstances. On l'a surtout employé dans les fièvres et les catarrhes aigus, à la dose d'un gramme et demi à trois grammes.

ACÉTATE D'AMMONIAQUE.

Afin que ce sel liquide soit constant, et c'est un des plus variables que l'on connaisse par rapport à l'ammoniaque plus ou moins étendu d'eau, au vinaigre distillé plus ou moins aqueux, il faut prendre de l'acide acétique pur, marquant trois degrés, le chauffer un peu et le saturer par le carbonate d'ammoniaque concret. Ce liquide incolore marque cinq degrés à l'aréomètre et pèse 1,036. Il est incristallisable, et lorsqu'on le concentre, il perd une portion d'ammoniaque et passe à l'état de biacétate, qui se sublime en aiguilles déliées et aplaties.

Ce sel jouit d'une action stimulante qui paraît se porter principalement vers la peau. Les Anglais et les Allemands en fond un très-grand usage. Les

maladies dites rhumatismales, les affections attribuées à l'ataxie, à l'atonie, à l'asthénie, sont celles dans lesquelles on l'a plus particulièrement recommandé.

On l'emploie aujourd'hui communément pour dissiper l'ivresse. Seize grammes de ce sel dans deux cent cinquante d'eau agissent ordinairement et en très-peu de temps. Dans tous les cas une seconde dose réussit toujours.

L'*esprit de mindererus* se prépare en saturant du vinaigre distillé par du carbonate d'ammoniaque chargé d'huile empyreumatique, *sel volatil de corne de cerf*, etc., c'est un mélange d'acétate d'ammoniaque et d'une espèce de savonule ammoniacal formé d'huile empyreumatique et d'ammoniaque. On lui attribue une propriété excitante et diaphorétique bien plus énergique qu'à l'acétate d'ammoniaque préparé avec l'ammoniaque ou son carbonate pur.

Le *collyre de Newmann* se prépare en traitant une partie de fleurs d'arnica par vingt de vinaigre distillé bouillant, filtrant après le refroidissement et saturant par l'ammoniaque ou son carbonate. Ce collyre est conseillé dans l'amaurose, de concert avec l'infusum d'arnica. D'autres praticiens le font préparer avec parties égales d'acétate d'ammoniaque et d'eau de rivière ou d'eau de roses.

On prépare une *fomentation résolutive* en mêlant parties égales d'alcool, d'eau et d'acétate d'ammoniaque. On la recommande dans l'engorgement laiteux des mamelles, au début de la maladie.

SUCCINATE D'AMMONIAQUE PYROANIMAL.

Liqueur de corne de cerf succinée. On prend

parties égales d'esprit de succin et de cornes de cerf, carbonate d'ammoniaque imprégné d'huile empyrumatique, et on sature avec l'acide succinique. Stimulant, conseillé dans les affections hystériques et toutes les fois qu'il est avantageux de provoquer la transpiration. La dose est de dix à trente gouttes plusieurs fois par jour, dans l'eau ou dans un véhicule approprié.

On peut le remplacer par l'esprit de mindererus ou l'acétate d'ammoniaque pyroanimal qui jouit absolument des mêmes vertus et dont le prix est moins élevé.

Le succinate d'ammoniaque pur est employé pour séparer le fer du manganèse ; les sels de manganèse ne sont point précipités par le succinate d'ammoniaque, tandis que ceux de peroxide de fer forment un précipité jaune-chamois tout-à-fait insoluble.

La *liqueur anti-arthritique d'heller*, *gouttes anti-spasmodiques*, est le mélange de parties égales de succinate d'ammoniaque pyroanimal et d'éther sulfurique. Excitant, jouit d'une grande célébrité dans les douleurs arthritiques et rhumatismales anciennes. La dose est de vingt à quarante gouttes, dans un verre d'eau sucrée froide, deux à trois fois par jour.

TARTRATE D'AMMONIAQUE PYROANIMAL.

On sature un solutum d'acide tartrique marquant trois degrés par du carbonate d'ammoniaque concret. On ajoute à ce sel liquide de l'huile empyreumatique de succin, un soixantième du poids du carbonate d'ammoniaque employé et on mêle bien. Employé aux mêmes usages et aux mêmes doses que l'esprit de mindererus et le suc-

cinate d'ammoniaque pyroanimal. Ce tartrate peut très-bien remplacer les deux autres sels.

TARTRATE D'AMMONIAQUE ET DE POTASSE.

Liqueur de tartre soluble ammoniacal. — Dans du carbonate d'ammoniaque liquide, on ajoute peu à peu de la crème de tartre en poudre : l'excès d'acide tartrique sature l'ammoniaque, dégage l'acide carbonique avec effervescence et le double tartrate reste en solution.

Excitant, légèrement laxatif, employé à la dose d'un gros plusieurs fois par jour, dans les fièvres aiguës, les hydropisies et les engorgemens des viscères du bas-ventre.

CARACTÈRES DES SELS D'AMMONIAQUE.

Solides et susceptibles de cristalliser, l'acétate excepté. Incolores, à l'exception du chromate qui est jaune. Inodores, à moins qu'ils ne soient avec un excès d'ammoniaque. Saveur piquante et salée. Solubles dans l'eau, plus à chaud qu'à froid. Sublimables par le feu, quand l'acide est très-volatil : si l'acide est fixe, l'ammoniaque est dégagé et l'acide reste libre. Si le sel est décomposable par la chaleur, il y a réaction entre les élémens de l'acide et de l'ammoniaque, et formation de nouveaux produits. Triturés avec la chaux ou les alcalis, ils dégagent une odeur vive d'ammoniaque. L'hydroferrocyanate de potasse, les carbonates et les hydrosulfates n'y occasionent aucun précipité. Le chlorure de platine versé dans un solutum concentré d'un sel ammoniacal y détermine un précipité jaune-orangé, soluble dans une grande quantité d'eau. Si à un solutum de sel am-

moniacal on ajoute celui d'un sel de magnésie et qu'on verse après un peu de celui de phosphate de soude, il se produit un précipité blanc abondant. Les sels ammoniacaux sont composés, comme les sels métalliques, d'un atome d'acide et d'un atome d'ammoniaque.

DES OLÉO-MARGARATES.

Savons. Emplâtres métalliques. — Les huiles fixes sont composées (*vol.* 1, *pag.* 147) de deux principes immédiats, *stéarine*, *oléine*. Dans l'action d'un oxide métallique, potasse, soude, plomb, etc., sur les huiles, ces deux principes sont décomposés : leurs élémens se combinent dans un autre ordre et donnent naissance à trois produits nouveaux : *acide margarique*, *acide oléique* et un principe neutre doux et sucré, *glycérine*. Les deux acides se combinent avec l'oxide à mesure qu'ils se forment : la glycérine se trouve isolée et reste en solution dans l'eau au milieu de laquelle la réaction a eu lieu.

OLÉO-MARGARATE DE SOUDE.

Savon de soude. — On mêle de la soude du commerce avec le quart de son poids de chaux éteinte, et on délaie le tout dans une certaine quantité d'eau. La chaux enlève l'acide carbonique à la soude et l'eau tient en solution de l'oxide de sodium ou de la soude caustique. On soutire ce liquide alcalin du dépôt qu'on lave avec de nouvelles quantités d'eau, et l'on sépare ces solutum à différens degrés.

On fait chauffer dans une chaudière les solutum faibles, et on y ajoute peu à peu la quantité

d'huiles d'olives, de colza ou de navette à saponifier, qui forme les cinq sixièmes de la soude qu'on a employé. La combinaison s'opère peu à peu, surtout par l'agitation, et il en résulte une masse blanche, homogène; alors on verse peu à peu les solutum de soude plus concentrés qui saturent l'huile. Lorsqu'on est arrivé à ce point, le savon se sépare de lui-même et flotte à la surface de la lessive, qui ne contient plus que les sels étrangers qui existaient dans la soude et la glycérine qui s'est formée. On abandonne le liquide à lui-même, et on soutire, par un tuyau placé au fond de la chaudière, tout le liquide qui se trouve sous le savon. On fait bouillir avec de nouvelles lessives caustiques pour être assuré que toute l'huile est saponifiée : alors on soutire la lessive qui est inférieure lorsqu'elle a acquis 1, 3 de densité, et on coule ensuite le savon dans des moules, d'où on l'enlève après sa solidification.

Le savon ainsi préparé est veiné de taches bleues qui proviennent d'un savon de fer et d'alumine interposé entre ses parties, et connu sous le nom de *savon marbré*. Il est formé d'huile saponifiée 64, soude 6 et 30 d'eau et employé pour tous les usages domestiques.

Le *savon blanc* se forme en délayant le savon marbré avant de le couler, avec une petite quantité de solutum faible de soude, et abandonnant la masse à une douce chaleur. Les matières qui étaient en suspension (savon de fer, d'alumine), se précipitent au fond de la chaudière : alors on coule la pâte du savon dans des moules. Quoiqu'il contienne beaucoup plus d'eau 0,45, il est recherché à cause de sa pureté pour le blanchissage du linge fin.

Le savon exposé à l'air sec et renouvelé, perd

de son poids et de son volume, et peut ainsi se dessécher presque complètement. En général, le savon est d'autant plus dur qu'il contient moins d'eau : on peut cependant lui en faire absorber beaucoup sans diminuer sa dureté : il suffit pour cela de le tenir plongé dans de l'eau saturée de sel marin : cette sophistication du savon est facile à reconnaître par la saveur.

Le *savon médicinal* ou *amygdalin* des pharmacies se compose avec une partie de solutum de soude caustique concentré à 36° et deux parties d'huile d'amandes. On triture ce mélange à froid dans un vase inattaquable, jusqu'à ce qu'il ait acquis la consistance d'une bouillie épaisse : alors on le coule dans des capsules de papier blanc collé et on l'expose à l'air, en le garantissant de la poussière autant que possible, jusqu'à ce qu'il ait acquis une consistance solide : pendant cette exposition à l'air, il se revêt à sa surface d'une poudre blanche, *carbonate de soude effleuri*, provenant de l'excès de soude qui est venu occuper la superficie du savon et s'est carbonaté à l'air et qu'on sépare.

On le donne communément en pilules depuis quatre ou six grains jusqu'à quatre grammes. On le regarde comme puissant stimulant du système lymphatique : on le fait servir d'excipient à un grand nombre de médicamens que l'on nomme *savons composés* : dissous dans l'eau, c'est un excellent antidote des poisons acides.

OLÉO-MARGARATE DE POTASSE.

Savon vert. Savon mou. — On l'obtient en traitant les huiles de graines par la potasse, et opérant comme pour le savon de soude. Comme le

savon de potasse est plus soluble que celui de soude, il ne se sépare point de la lessive où il s'est formé et reste dissous, ce qui est cause de l'excès de potasse qu'il contient après sa fabrication. La molesse provient de ce que les oléo-margarates de potasse ont moins de solidité que les oléo-margarates de soude, et aussi de ce que les huiles que l'on traite par la potasse contiennent moins de stéarine que celle que l'on combine avec la soude.

Les graisses, saponifiées également par la potasse, forment un savon mou, blanc, plus consistant que celui fait avec les huiles.

Les savons se dissolvent dans l'alcool et ce solutum est employé surtout pour la toilette. La solution faite à chaud et saturée se prend par le refroidissement en une gelée qui ne perd pas sa transparence même en séchant : c'est ainsi que se préparent les savons transparens. Ils sont solubles dans l'eau qui mousse fortement par l'agitation, et se décomposent en sur-margarate qui se précipite peu à peu et en sous-margarate qui reste en solution avec l'oléate. L'excès d'alcali qui est alors dans le liquide ramène au bleu le tournesol rougi par les acides et se combinant à la graisse ou aux taches les rend solubles dans l'eau et sert au lavage du linge et autres étoffes. Tous les acides décomposent le savon en s'unissant à sa base et séparant les acides margarique et oléique qui se précipitent en flocons blancs. Tous les sels métalliques autres que ceux de potassium, sodium, lithium et ceux à base d'ammoniaque le décomposent et il se forme des margarates et oléates insolubles. C'est par cette raison que les eaux de puits qui contiennent plus ou moins de sulfate de chaux coagulent le savon en flocons blancs insolubles.

Le *savon animal de moëlle de bœuf* se prépare en traitant par une chaleur douce 500 grammes de moëlle de bœuf préparée par 500 de potasse liquide, jusqu'à ce qu'il en résulte une masse tout-à-fait soluble dans l'eau. On le dissout dans 2000 d'eau bouillante et on ajoute à ce solutum 180 de chlorure de sodium dissous dans mille d'eau distillée. Il y a échange de base et il se précipite bientôt du savon animal à la soude. Lorsque le tout est froid on le passe à travers un linge avec expression et on fait sécher le savon. Ainsi préparé, il sert pour le baume opodeldoch. On le remplace souvent par du savon animal fait avec la graisse pure ou de la moëlle de bœuf bien lavée et la soude liquide, et le produit est identique.

Pour préparer le *baume opodeldoch*, savon animal, ammoniacal, camphré, on introduit dans un matras à long col 64 grammes de savon animal coupé par morceaux; on verse dessus 376 d'alcool à 36° dans lequel on a fait dissoudre 24 de camphre et 64 d'eau distillée de thym. On bouche l'ouverture du matras avec une vessie retenue par un lien, et percée de petits trous pour le dégagement des vapeurs. On fait liquéfier au bain-marie, on le passe chaud, et quand il est un peu refroidi et on y ajoute 6 d'huile volatile de romarin, 2 d'huile volatile de thym et 8 d'ammoniaque camphré. D'après la prescription du médecin, on le rend épipastique ou caustique en augmentant les proportions d'ammoniaque.

On remarque souvent dans les flacons à large ouverture dans lesquels on a versé ce savon encore liquide, des fragmens de cristallisation qui affectent une sorte de végétation : la cause n'en est pas bien déterminée, car le même mélange peut former des cristallisations ramifiées et des

cristallisations compactes. Tout porte à croire que cet effet n'est dû qu'à la manière dont se refroidissent les différens flacons.

On s'en sert dans les douleurs rhumatismales, la goutte, les névralgies, etc.; en Angleterre et en Allemagne on en fait un très-grand usage.

Le *savon de starkey* se prépare en mêlant d'abord à l'aide de la trituration, parties égales de carbonate de potasse sec, d'huile volatile de térébenthine et de térébenthine, et les soumettant après à l'action du porphire jusqu'à ce que le tout soit bien homogène.

Le *savon calcaire* ou *liniment calcaire* se fait avec une partie d'huile d'olives ou d'amandes et huit d'eau de chaux, qu'on mêle en les remuant. On ne le prépare qu'au moment du besoin et il est très-employé contre les brûlures.

Le *savon ammoniacal* ou *liniment volatil* s'obtient en mêlant par l'agitation, dans une fiole bien bouchée, une partie d'ammoniaque liquide et huit d'huile d'amandes ou d'olives.

OLÉO-MARGARATE DE PLOMB.

Emplâtre simple. — On met dans une bassine parties égales de litharge porphirisée, d'huile d'olives, de graisse, une demi-partie d'eau de fontaine et on soumet à l'action d'un feu doux; on agite sans cesse et on tient toujours près de soi une certaine quantité d'eau chaude, pour remplacer celle qui s'évapore. La consistance augmente : la couleur rouge passe successivement au rose et au blanc : le bouillonnement qu'on aperçoit à la surface est dû à l'évaporation de l'eau employée et au dégagement de l'acide carbonique formé pendant l'opération ou de celui qui pou-

vait exister dans une petite partie de la litharge et chassé par les acides qui viennent se former aux dépens des corps gras en présence du protoxide de plomb.

Lorsque la couleur est blanche, que les bulles qui s'élèvent sont semblables à celles produites par l'air introduit dans un solutum de savon, on jette une petite portion de l'emplâtre dans l'eau froide. Si l'examen ne fait plus apercevoir aucune trace de litharge, si l'emplâtre mis dans l'eau et refroidi acquiert la consistance d'une pâte solide, on retire la bassine du feu, on y ajoute un peu d'eau froide pour pouvoir toucher l'emplâtre sans se brûler. Alors on le *malaxe*, on le pétrit dans la main pour en séparer l'eau, et enfin on le divise en morceaux cylindriques, *magdaléons*.

On ajoute de l'eau afin que le mélange ne soit pas directement exposé au contact du feu. Si on en mettait trop, la préparation de l'emplâtre deviendrait longue et difficile, à cause de la pesanteur de l'oxide de plomb qui occupant la partie inférieure de la bassine, se trouverait séparé par l'eau de son contact avec la graisse et l'huile.

Pour l'emplâtre *diachilum gommé*, on fait liquéfier à un feu doux 1600 grammes d'emplâtre simple, 96 de cire jaune et 96 de poix blanche. D'un autre côté on fait fondre avec une petite quantité d'eau, 32 de gommes-résines ammoniaque, bdellium, galbanum, sagapenum et 96 de térébenthine. On passe pour séparer les impuretés et l'on incorpore ce solutum à la masse emplastique.

Ce procédé donne un emplâtre très-homogène, très-odorant : il y a encore économie de temps et d'argent. En employant du vinaigre ou de l'alcool pour la solution des gommes-résines, il faut

une longue évaporation pour les amener en consistance de miel : il y a une grande perte de ces liquides et de combustible : l'emplâtre est aussi moins odorant, parce qu'une partie de l'huile volatile des gommes-résines s'est évaporée avec les vapeurs aqueuses, acides ou alcooliques.

En ajoutant à l'emplâtre simple ou diachilum gommé un septième de térébenthine, ou de poix-résine, faisant fondre à une douce chaleur et remuant jusqu'à mélange intime, on a un emplâtre collant ou agglutinatif qu'on étend sur un tissu en couche mince, pour qu'il soit plus flexible, qu'il s'applique plus facilement sur la peau et qu'il y adhère mieux.

On donne le nom de *sparadrap* à des toiles de chanvre, de lin, de coton et quelquefois même à du papier enduit d'une composition emplastique liquéfiée par la chaleur. On connaît plusieurs instrumens destinés à cet usage, *sparadrapiers*. Le plus simple est formé d'une tablette de bois, avec deux montans garnis d'un châssis, dans lesquels on introduit une règle en fer, qui ne pèse pas tout à fait sur la tablette. On fait glisser la bande de toile entre la tablette et la règle de fer, en ayant soin de verser sur la toile l'emplâtre liquéfié : la règle de fer doit être chauffée de manière à lisser l'emplâtre à mesure que la bande de toile glisse entre elle et la tablette; mais l'emplâtre ne doit pas être coulé trop chaud, autrement il traverserait le tissu.

Le sparadrap doit présenter une surface très-lisse, et être exposé à l'air, après sa préparation, afin d'y refroidir et d'y sécher. Alors on le roule sur lui-même, mais on met une feuille de papier sur l'emplâtre, afin qu'il n'adhère pas à la bande. On ne doit pas en préparer de grandes quantités

à la fois, car avec le temps il devient cassant, se détache par écailles de la toile, surtout lorsqu'il a été coulé trop épais.

Pour l'*emplâtre mercuriel*, on fait liquéfier à une douce chaleur trois parties d'emplâtre simple ou de diachilum gommé et lorsqu'il est déjà en partie refroidi, on y incorpore une partie d'onguent mercuriel qu'on mêle bien par l'agitation.

L'*emplâtre diapalme* n'est que de l'emplâtre simple fondu auquel on ajoute un dix-huitième de cire blanche et un trente-sixième de sulfate de zinc en poudre très-fine. On agite jusqu'à ce que le mélange soit intime. Si c'est le solutum aqueux de ce sel qu'on emploie, on remue l'emplâtre sur un feu doux, jusqu'à ce que cette eau soit évaporée. Le sulfate de zinc est décomposé, et il se forme du sulfate de plomb qui blanchit beaucoup la masse.

On employait autrefois une très-grande quantité d'emplâtres. Le nombre de ceux qui sont usités diminue tous les jours. Dans tous les cas leur préparation n'est jamais difficile. Il ne s'agit que d'ajouter à l'emplâtre simple et liquéfié les substances prescrites.

L'emplâtre brûlé ou brun, vulgairement *onguent de la mère* se prépare en mettant trois parties de graisse, ou de beurre ou de suif, ou le mélange de ces substances, et deux d'huile dans une bassine d'une capacité vingt fois plus grande. On chauffe : lorsque ces corps gras sont liquéfiés et commencent à fumer, on y projette par petites quantités une partie de litharge porphirisée, et on agite sans cesse avec une spatule de bois. Il se manifeste bientôt une tuméfaction due à différens gaz qui s'élèvent en abondance à la surface de l'emplâtre. L'hydrogène carboné étant dans une

plus grande proportion, il faut surtout éviter d'approcher du mélange un corps enflammé, dans la crainte que la combustion de cet hydrogène carboné ne communique bientôt le feu à toute la masse. Dès que cet emplâtre est devenu tout-à-fait noir par le carbone provenant de la décomposition ignée d'une partie des corps gras, on y liquéfie trois quarts de partie de cire jaune et un quart de poix noire : on coule dans des capsules de papier non collé. Cet emplâtre devient, après peu de temps, blanchâtre à sa surface, ce qu'on attribue à l'acétate de plomb formé pendant l'opération, qui cristallise à la surface de l'emplâtre.

DES ÉTHERS.

On donne ce nom à des liquides très-subtils, très-fragrans, très-combustibles, provenant de la réaction des acides sur l'alcool. Ces produits sont très-variables d'après leur composition et sous ce rapport divisés en trois genres.

Dans l'éthérification l'alcool est décomposé ou l'éther résulte de la combinaison neutre de l'alcool absolu et de l'acide, d'après M. *Gay-Lussac*.

Lorsque l'alcool est décomposé dans cette opération par l'action d'un acide, il perd sa vapeur d'eau ou seulement la moitié : et on sait qu'il est formé d'un volume d'hydrogène percarboné et d'un volume de vapeur d'eau.

Lorsqu'il n'en perd que la moitié, l'éther ne contient aucune trace d'acide, est composé d'hydrogène, de carbone et d'oxigène dans des proportions telles, qu'on peut le regarder comme résultant de l'union d'un volume d'hydrogène percarboné et d'un demi-volume d'eau. Il ne diffère

effectivement de l'alcool que par un demi-volume en moins de vapeur d'eau.

Ce premier genre renferme plusieurs éthers qui sont identiques par leur composition et qui sont connus d'après l'acide qui a servi à les obtenir, sous le nom d'*éther sulfurique*, d'*éther phosphorique*, d'*éther arsénique*, *fluorique*, *fluoborique*. Considérant l'uniformité de leur composition, pour ne pas donner des noms différens à la même substance, on les désigne sous le nom d'*éther hydratique*.

Dans le deuxième genre, on a placé les éthers dans lesquels l'alcool a perdu toute sa vapeur d'eau. La réaction des hydracides sur l'alcool procure cet effet et les éthers sont alors des composés neutres formés de volumes égaux d'hydrogène percarboné et de l'acide employé à les préparer. Tels sont les éthers *hydrochlorique*, *hydrobrômique* et *hydriodique*.

Dans le troisième genre se trouvent ceux, d'après M. *Gay-Lussac*, qui sont formés par la combinaison neutre d'un acide oxigéné et de l'alcool absolu : tel est l'*éther hyponitreux* : tels sont tous les éthers obtenus avec les acides végétaux : *éther acétique*, *oxalique*, *benzoique*, *tartrique*, etc. Il paraît d'après les expériences de MM. *Boullay* et *Dumas*, que dans les éthers de ce genre l'alcool est aussi décomposé, a perdu moitié de sa vapeur d'eau et que ces éthers sont des composés neutres d'acide et d'éther hydratique.

ÉTHER HYDRATIQUE.

Ether sulfurique. — On met une cornue de verre tubulée sur un bain de sable : on la fait communiquer par le moyen d'une allonge, avec

un ballon placé dans une terrine pleine d'eau, et portant à sa tubulure un long tube effilé. On lute les jointures. Quand le lut est sec, on introduit dans la cornue, par sa tubulure, parties égales d'acide sulfurique concentré et d'alcool à 36°. On chauffe de manière à entretenir une légère ébullition : alors l'acide sulfurique réagit sur les élémens de l'alcool, d'où résulte de l'éther qui vient se condenser dans un ballon avec une petite quantité d'alcool échappée à la réaction. Lorsque le ballon contient en produit distillé un cinquième de l'alcool employé, on en ajoute une quantité égale à 40°, à plusieurs reprises jusqu'à ce que l'alcool ainsi ajouté égale les deux tiers de l'alcool mêlé primitivement à l'acide. On continue d'entretenir l'ébullition jusqu'à ce qu'il paraisse dans le dôme de la cornue des vapeurs blanches, et le produit distillé répond alors aux deux tiers de la totalité de l'alcool employé. A cette époque on le retire, car alors les réactions sont différentes, les vapeurs blanches sont formées d'acide sulfureux et d'une huile particulière qui altèrerait le premier produit.

L'éther obtenu en contenant un peu, quelque soin que l'on prenne, on le purifie en l'agitant dans un flacon avec un solutum concentré de potasse caustique (la potasse doit être dans le rapport de l'éther comme un est à quinze), qui absorbe tout l'acide sulfureux et l'huile qui s'y trouve. Après quelques jours, on décante l'éther et on le distille à une douce chaleur, dans un appareil semblable au premier, sur du chlorure de calcium, pour retenir l'eau qui s'était mêlée à l'éther, soit dans sa formation, soit dans sa purification. On obtient ainsi les deux tiers d'éther

hydratique marquant 60°, et contenant toujours un peu d'alcool.

Dans la réaction de l'acide sulfurique sur l'alcool, le premier par son affinité pour l'eau, détermine une portion d'hydrogène et d'oxigène de l'alcool à s'unir, et il en résulte de l'éther; ce nouveau produit se combine à l'acide sulfurique et ce sulfate acide d'éther est bientôt détruit par la chaleur, d'où résulte de l'éther qui se volatilise sans altération.

A une époque plus reculée, le bisulfate d'éther n'est pas seulement séparé par l'augmentation du calorique en acide sulfurique qui reste dans la cornue et en éther qui se volatilise : l'excès d'acide décompose l'éther, lui enlève tout son oxigène et une portion correspondante d'hydrogène pour former de l'eau. Alors le carbone et l'hydrogène restant qui se trouvent dans les proportions où ils existent dans l'hydrogène percarboné, forment avec l'acide sulfurique un composé neutre, huileux, *sulfate d'hydrogène carboné* : ce composé distille en partie et se mêle à l'éther produit; mais par suite de l'élévation de la température qui va en croissant, il se décompose en fournissant de l'acide sulfureux, une huile particulière, *huile douce de vin*, composée d'hydrogène et de carbone, de l'hydrogène percarboné et un dépôt de charbon qui colore en noir le résidu contenu dans la cornue.

Le sulfate acide d'éther avait été pris pour de l'acide hyposulfurique et les sels qu'il forme en s'unissant aux oxides ne sont point des hyposulfates, mais des sulfates doubles, solubles, d'éther et d'oxide métallique.

L'éther hydratique est un liquide incolore, d'une odeur suave et pénétrante, d'une saveur

forte, chaude, laissant dans la bouche un arrière goût d'amertume; d'une pesanteur spécifique de 0,758, et s'il est entièrement dépouillé d'alcool, s'il marque 66°, de 0,7155 à + 20°; il réfracte fortement la lumière, ne transmet point le fluide électrique, est sans action sur la teinture de tournesol : très-volatil, entre en ébullition, à la pression ordinaire de l'atmosphère, à + 35,66, et passe à la distillation dans des vases fermés, sans altération. Sa vapeur comparée à celle de l'air, pèse 2,586. Placé sous un récipient où l'on fait le vide, il bout à la température ordinaire. Exposé à un courant d'air, il se réduit promptement en vapeurs et le calorique qu'il enlève aux corps qu'il touche quand il se vaporise, les refroidit subitement d'une manière très-sensible. Le froid le plus violent ne lui fait éprouver aucune altération : une chaleur rouge le décompose. Sa combustibilité est très-grande et il brûle avec une flamme intense d'un blanc-jaunâtre par l'approche d'un corps en combustion, comme les huiles volatiles. Il est soluble dans dix parties d'eau et en toute proportion dans l'alcool. Il dissout les deutochlorures de mercure, de fer, d'or, et enlève même au solutum aqueux celle de mercure et l'or. L'or est bientôt réduit par l'agitation de son solutum éthéré et le solutum de perchlorure de mercure, exposé au soleil pendant quelques jours, devient très-acide et laisse déposer une poudre blanche formée de protochlorure et de carbonate de mercure. Il opère également la solution des huiles fixes, des huiles volatiles, des résines, du camphre, du caoutchouc gonflé par l'eau bouillante, de quelques autres principes immédiats, et en général de toutes les substances très-hydrogénées.

Les bouteilles qui le contiennent doivent tou-

jours être pleines, ce qu'on obtient en mettant toujours le reste dans des vases plus petits, car le peu d'air qui se trouverait renfermé dans le flacon, réagirait sur l'éther et finirait par le faire passer partiellement à l'état d'acide acétique.

L'éther hydratique pris intérieurement, à hautes doses, irrite vivement l'estomac et agit comme poison. A petites doses, il porte son action sur le système nerveux, comme sédatif selon les uns, comme un vif stimulant suivant le plus grand nombre, mais toujours d'une manière passagère. On l'emploie souvent pour combattre l'ivresse, qu'il fait cesser comme par enchantement. Il est aussi usité comme fébrifuge et anthelmintique. La dose est de 10 à 15 gouttes sur du sucre, ou de 15 à 30 dans un liquide froid. Dans les cas de syncope, on irrite par la vapeur qui s'en dégage en débouchant le flacon, la surface pituitaire. A l'extérieur, on se sert de l'éther comme réfrigérant pour combattre certaines névralgies, les douleurs de migraine, etc. On frotte avec quelques gouttes d'éther la partie malade et le froid produit par sa vaporisation cause un soulagement subit.

L'éther sulfurique alcoolisé, *liqueur anodine d'Hoffman*, peut s'obtenir par la distillation de deux parties d'alcool sur une d'acide sulfurique ; mais on le prépare ordinairement par le mélange à parties égales d'éther hydratique et d'alcool. Sa pesanteur spécifique doit être de 0,805 et il doit marquer 45°. La seule différence qu'il y ait entre ces deux modes de préparations, c'est que par le premier il y a un peu d'huile douce de vin. Ce médicament est employé dans les mêmes cas que l'éther, mais il est moins actif.

On fait un *sirop d'éther* (*vol.* 1, *pag.* 321), qui

est employé seul dans les mixtures dites calmantes et anti-spasmodiques, etc. Le *liniment éthéré* se prépare en faisant dissoudre une partie de savon mou, demi-partie de camphre, dans une partie d'alcool à 36 et une d'éther sulfurique. Employé en frictions dans les douleurs rhumatismales.

ÉTHER HYDROCHLORIQUE.

Ether muriatique. — On met dans une cornue des volumes égaux d'alcool et d'acide hydrochlorique dissous dans l'eau, tous les deux concentrés. On la dispose sur un fourneau et on y adapte un tube dont l'autre extrémité plonge au fond d'un flacon à trois tubulures à moitié rempli d'eau, qu'on maintient à 25° de chaleur. La tubulure du milieu porte un tube droit de sûreté, et de la dernière tubulure part un autre tube recourbé qui se rend au fond d'une éprouvette fermée par un bouchon percé d'un petit trou, et qu'on entoure d'un mélange de glace pilée et de sel marin.

On chauffe peu à peu la cornue. Une partie de l'acide hydrochlorique décompose l'alcool en eau, et en hydrogène percarboné qui s'unit à l'autre portion d'acide hydrochlorique et produit l'éther hydrochlorique qui se dégage à l'état de gaz : celui-ci, en passant à travers l'eau du flacon, s'y dépouille de l'acide et de l'alcool qu'il a entraîné et vient se condenser dans l'éprouvette à l'état de pureté.

Liquide incolore, d'une odeur forte, éthérée, d'une saveur sensiblement sucrée, d'une pesanteur spécifique de 0,874 : très-volatil, bout et se vaporise à + 11°, parfaitement neutre, *hydrochlorate d'hydrogène percarboné ;* ne rougit point la teinture de tournesol : ne précipite point le

nitrate d'argent. Très-combustible, et si on l'enflamme, il brûle avec une flamme verte et le produit de la combustion rougit le tournesol et précipite le nitrate d'argent; se décompose au rouge-brun en formant un gaz composé de volumes égaux de gaz hydrochlorique et d'hydrogène percarboné.

Les propriétés médicales et les usages de l'éther hydrochlorique, sont à peu près les mêmes que ceux de l'éther sulfurique, mais on s'en sert beaucoup moins souvent. La dose est de trente à quarante gouttes.

L'*éther hydrochlorique alcoolisé* s'obtient par le mélange de trois parties d'alcool à 36° et une d'éther hydrochlorique. Quatre grammes de ce médicament et trente-deux de sirop de coquelicot, forment un *looch anti-catarrhal*, dont la dose est d'une cuillerée à café.

ÉTHER HYPONITREUX.

Ether nitrique. Ether nitreux. — On met dans une cornue parties égales d'acide nitrique à 30° et d'alcool à 36°: on l'établit dans un fourneau et on la fait communiquer avec un premier flacon vide qui est lui-même en communication, à l'aide de tubes, avec trois ou quatre autres flacons à moitié remplis d'un solutum saturé de sel marin et placés chacun dans une terrine au milieu d'un mélange réfrigérant. On chauffe avec précaution jusqu'à ce que l'ébullition commence à se manifester: alors on retire le feu, on refroidit peu à peu la cornue, et la réaction continue avec rapidité. Il se dégage en abondance de l'acide carbonique, du protoxide et du deutoxide d'axote, de gaz nitreux, enfin de l'éther hyponitreux mêlé d'alcool, qui se condense à la surface de l'eau salée:

on ramasse toutes les couches de cet éther et on le débarrasse de l'acide nitrique qu'il contient en le faisant macérer sur de la chaux vive et le décantant après une demi-heure.

Liquide d'un blanc jaunâtre, d'une odeur piquante, agréable : d'une saveur âcre et brûlante : d'une pesanteur spécifique de 0,886 : entrant en ébullition à + 21° ; se décompose seul à l'air, par le contact de l'eau froide, par la présence des oxides métalliques : est formé d'un volume d'éther hydratique et d'un volume d'acide hyponitreux.

Employé à la dose de quinze à trente gouttes, sur un morceau de sucre, comme excitant, nervin, dans la syncope, le hoquet, la colique flatulente, etc.

Étendu de son poids d'alcool à 40° il constitue l'*éther hyponitreux alcoolisé*, qu'on fait entrer dans des juleps acidulés avec le sirop de limon, dans des gargarismes anti-phlogistiques avec le sirop de guimauve, dans des émulsions calmantes avec un liquide émulsif et du sirop de nénuphar : dans des mixtures diurétiques avec le vinaigre scillitique, l'alcool anti-scorbutique et le sirop de gingembre.

ÉTHER ACÉTIQUE.

On distille dans une cornue munie d'une allonge et d'un ballon, un mélange de trois parties d'alcool à 36°, deux parties d'acide acétique concentré et une demi-partie d'acide sulfurique concentré. Lorsque le produit distillé est égal aux trois cinquièmes du mélange employé, on le retire du ballon et on le met en contact avec un peu de potasse pour absorber l'acide acétique qu'il a entraîné : puis après l'avoir lavé avec un peu d'eau

pour dissoudre l'alcool qu'il peut contenir, on le distille sur du chlorure de calcium.

Liquide incolore : d'une odeur agréable participant de celle de l'éther hydratique et de l'acide acétique : d'une pesanteur spécifique de 0,886 : entrant en ébullition à $+71^{\circ}$, ne rougissant point la teinture de tournesol, *acétate d'éther hydratique :* soluble dans sept parties d'eau, très-soluble dans l'alcool d'où on peut le séparer par l'eau : peu altérable par le temps, mais se décomposant bientôt en présence de l'eau et de la potasse, d'où résulte de l'acétate de potasse, et de l'alcool qui se forme par suite de la combinaison d'une certaine quantité d'eau avec l'éther hydratique.

L'éther acétique est employé à petite dose à l'intérieur, comme sudorifique dans certains accès de goutte et de rhumatisme : mais on l'emploie le plus ordinairement pur en frictions.

Le *baume acétique camphré* se prépare en faisant dissoudre une partie de savon animal, une partie de camphre dans seize d'éther acétique et aromatisant avec un peu d'huile volatile de thym. Fréquemment usité en frictions dans les rhumatismes, la goutte sciatique et les douleurs arthritiques.

Le *baume arthritique*, employé dans les mêmes circonstances, n'en diffère que par l'addition de l'alcool et de plusieurs huiles volatiles.

DES ALCALIS VÉGÉTAUX.

Bases salifiables végétales. Alcalis organiques. Dans l'analyse des végétaux, il se trouve quelquefois, un principe immédiat, analogue aux oxides métalliques par ses propriétés électro-positives, et ces bases alcalines de nature organique y sont

combinées avec des acides et par conséquent à l'état de sel, ordinairement acide. Les végétaux d'où on les retire doivent à ces substances leurs propriétés médicales.

Tous les alcalis végétaux, séparés de leurs combinaisons, sont solides, incolores et inodores. Leur saveur est plus ou moins amère, ou douée d'âcreté, selon leur solubilité. Quelques-uns cristallisent, d'autres sont en masse amorphe, et il en est que l'on n'obtient qu'en poudre cristalline. Par l'application du calorique, ils fondent et se décomposent en donnant, avec tous les produits des substances végétales, une certaine quantité d'ammoniaque.

Ils sont inaltérables à l'air, insolubles ou peu solubles dans l'eau froide, (à l'exception de la *brucine* et de l'*émétine*); très-solubles dans l'alcool; et plus à chaud qu'à froid : insolubles dans l'éther hydratique (excepté la *vératrine* et la *delphine*.) Leur solutum alcoolique verdit le sirop de violettes, et ramène au bleu le tournesol rougi par les acides.

Tous les acides, (affaiblis, quand ils jouissent d'une grande force de combinaison) s'unissent directement aux alcalis végétaux, et forment avec la plupart, des sels neutres solubles, cristallisables et à proportions définies.

Les oxides métalliques, surtout ceux qui sont solubles dans l'eau, sont susceptibles de rendre soluble dans l'eau une certaine quantité d'alcali végétal.

Les sels à base végétale sont décomposés par la pile : en raison de l'insolubilité de l'alcali, il faut mettre le solutum du sel au pôle négatif, et le faire communiquer avec une petite éprouvette qui contient de l'eau et dans laquelle vient se

rendre le pôle positif. L'acide est attiré et transporté au pôle positif, tandis que l'alcali végétal se précipite ou en petits cristaux blancs, ou en flocons gélatineux sur le fil placé au pôle négatif.

Tous les oxides dont les métaux décomposent l'eau à froid, plus l'ammoniaque, décomposent les sels à base végétale, et c'est là-dessus qu'est basé le mode de leur extraction.

Les alcalis végétaux, quoique constitués par les mêmes principes, différent entr'eux par plus ou moins d'un ou de deux ; outre l'hydrogène, l'oxigène et le carbone, ils contiennent une certaine quantité d'azote dont la proportion est variable entre cinq et neuf pour cent.

MORPHINE.

La morphine existe à l'état de méconate acide dans le suc épaissi du *papaver somniferum*.

On fait un infusum aqueux de ce suc épaissi, *opium*, et on y verse de l'ammoniaque en excès : la morphine, dégagée de sa combinaison, se précipite en flocons jaunes brunâtres, mêlée à une matière colorante et à une huile. Si après avoir lavé ce précipité dabord avec de l'eau, ensuite avec de l'alcool affaibli, on le traite par l'alcool bouillant, la morphine est dissoute et cristallise par refroidissement, en aiguilles jaunâtres, qu'on purifie par une nouvelle solution dans l'alcool et ajoutant du charbon animal au solutum qu'on fait ensuite évaporer et cristalliser.

On fait bouillir l'infusum aqueux d'opium avec 1/50 de magnésie calcinée par rapport à l'opium. La magnésie décompose le méconate acide de morphine, et il se précipite du méconate de magnésie, l'excès de magnésie et la morphine. On

lave le précipité sur un filtre dabord avec de l'eau froide, ensuite avec de l'alcool à 22° qui dissout une matière colorante brune : puis on traite le précipité par l'alcool bouillant à plusieurs reprises. La morphine seule est dissoute, et cristallise soit par le refroidissement de l'alcool, soit par sa concentration. On la purifie en la redissolvant dans l'alcool, et ajoutant du charbon animal au solutum qu'on filtre après la décoloration, qu'on fait évaporer et cristalliser.

Quelquefois on concentre le solutum aqueux d'opium jusqu'à ce qu'il marque deux degrés à l'aréomètre : on le neutralise alors par une petite quantité d'ammoniaque qui en sépare une matière brune grasse qu'on isole. Alors on y verse de l'ammoniaque en excès, et après 24 heures, on recueille le précipité, on le lave à l'eau et à l'alcool faible, et on le traite comme ci-dessus pour obtenir la morphine.

On épuise l'opium du commerce par de l'eau aiguisée d'acide hydrochlorique, on concentre les liquides réunis au tiers de leur volume, on filtre et on précipite par un excès d'ammoniaque. On recueille le précipité, on le traite par l'acide hydrochlorique étendu d'eau jusqu'à saturation, et le liquide, décoloré par le charbon animal, filtré et évaporé fournit de l'hydrochlorate de morphine en longues aiguilles qu'on purifie par de nouvelles cristallisations. Ce moyen, sans l'emploi de l'alcool, étant plus économique, est préféré aujourd'hui, et l'on s'est convaincu qu'on l'accusait à tort de ne pas donner toute la morphine contenue dans l'opium. C'est donc de l'hydrochlorate de morphine pur qu'on sépare la morphine en le dissolvant dans l'eau et précipitant par l'ammoniaque : elle se présente alors en une

masse blanche pulvérulente qu'on peut facilement obtenir cristallisée par sa solution dans l'alcool bouillant. On a annoncé qu'en faisant fermenter le solutum aqueux d'opium, à l'aide d'un peu de ferment, on détruit une matière visqueuse coloriée, ce qui dégage le sel de morphine et fait obtenir cette base salifiable plus facilement pure et en plus grande quantité que par tous les autres procédés connus.

La morphine pure est en petits prismes rectangulaires, blancs, très-légers : elle n'a point d'odeur; mise dans la bouche, elle y cause au bout de quelques instans une saveur légèrement amère. Elle est insoluble dans l'eau froide, soluble dans 82 parties d'eau bouillante et s'en précipite par le refroidissement. Elle est soluble dans l'alcool froid, plus soluble dans l'alcool bouillant et cristallise par le refroidissement. Tous les solutum de morphine verdissent le sirop de violettes et ramènent au bleu le tournesol rougi.

La morphine chauffée doucement entre en fusion, et se prend en refroidissant, en une masse transparente, cristalline, rayonnée. A une température plus élevée, elle se décompose et fournit un charbon léger et boursouflé qui brûle à l'air sans résidu.

Les acides affaiblis s'unissent facilement à la morphine, et forment avec elle des sels neutres solubles et cristallisables. L'acide sulfurique concentré la charbonne. L'acide nitrique concentré la décompose en la dissolvant et la transforme en une matière rouge de sang qui devient ensuite jaune orangé.

La morphine mise en contact avec les sels de fer peroxidé, avec le perchlorure de fer particuliè-

rement, donne lieu au développement d'une belle couleur bleue foncée.

La morphine est composée de carbone 72,02 : oxigène 14,84; hydrogène 7,01 : azote 5,53.

La morphine ingérée dans l'estomac produit à petite dose, un quart de grain, les effets de l'opium, mais son action est plus énergique quand elle est combinée aux acides avec lesquels elle forme des sels solubles, dont les propriétés sont celles de l'opium et qui peuvent le remplacer dans la thérapeutique.

SULFATE DE MORPHINE.

On traite directement 100 parties de morphine par 12,465 d'acide sulfurique étendu de cinq parties d'eau. On fait concentrer le solutum, et le sulfate de morphine cristallise en aiguilles blanches réunies en houppes soyeuses et rayonnées. Ce sel est inodore, d une saveur très-amère, inaltérable à l'air. Il est soluble dans deux fois son poids d'eau distillée bouillante. Il se décompose facilement par l'action du feu, et prend une teinte rouge violette. Il peut se combiner avec une nouvelle quantité d'acide pour former un bisulfate.

Très-employé dans tous les cas où l'opium et ses composés sont indiqués, à la dose d'un quart de grain à un demi-grain; il est préféré aujourd'hui à l'acétate de morphine et le remplace dans toutes les préparations où il était d'abord usité.

Le *sirop de sulfate de morphine* se prépare avec une partie de ce sel et 2304 de sirop de sucre; 32 grammes de ce sirop contiennent un quart de grain de sulfate.

NITRATE DE MORPHINE.

Ce sel s'obtient en saturant l'acide nitrique étendu de cinq fois son poids d'eau par la morphine : il cristallise en aiguilles qui se disposent en étoiles. L'eau à la température ordinaire en dissout les deux tiers de son poids. Ce sel est très-amer et employé comme le sulfate.

HYDROCLORATE DE MORPHINE.

En saturant l'acide hydrochlorique affaibli par la morphine et faisant évaporer convenablement, on obtient des aiguilles radiées très-belles, d'une saveur très-amère, inaltérables à l'air, solubles dans trois fois leur poids d'eau. Ce sel est employé dans les mêmes cas et aux mêmes doses que les précédens.

ACÉTATE DE MORPHINE.

On sature la morphine par le vinaigre distillé ou l'acide acétique étendu de son poids d'eau, et on évapore ce solutum en consistance sirupeuse. l'acétate de morphine cristallise, mais difficilement, au bout de quelques jours, en une masse confuse mamellonée : mais pour l'usage médical, on évapore à siccité le solutum et l'on recueille le produit grisâtre qui en provient. Ce sel attire un peu l'humidité de l'air, et se dissout dans son propre poids d'eau distillée à la température ordinaire.

La dose est la même que celle des autres sels de morphine, mais l'acétate pouvant varier suivant qu'il a été plus ou moins séché ou exposé à

l'air atmosphérique, son usage diminue tous les jours et le sulfate de morphine a aujourd'hui la préférence sur lui.

Le *solutum d'acétate de morphine* se prépare avec une partie de ce sel, 36 d'eau distillée, 5 d'alcool à 36° et quelques gouttes d'acide acétique. On l'emploie de 6 à 24 gouttes.

Le *sirop d'acétate de morphine* se prépare comme celui de sulfate avec une partie de sel et 2304 de sirop ordinaire.

Pour trouver l'acétate de morphine soit dans les alimens auxquels il a été mêlé, soit dans les matières rendues après l'ingestion de ce sel, soit contenu dans l'estomac et dans les intestins grêlés des animaux qui en ont pris, on les traite par l'alcool à 36° bouillant : on filtre : on fait évaporer le solutum alcoolique qui contient l'acétate de morphine et les matières grasses, jusqu'en consistance d'extrait : on traite par l'eau distillée qui dissout l'acétate sans toucher à la graisse : on filtre, on fait évaporer et cristalliser. Si le sel est coloré, on le dissout dans l'eau distillée, on y verse de l'acétate de plomb liquide qui précipite les matières colorantes. L'acétate de morphine reste dissous dans le liquide décoloré : on enlève l'excès de plomb par l'hydrogène sulfuré, l'excès de ce dernier par l'action de la chaleur : on filtre à travers le charbon animal et on fait évaporer soit à l'air, soit dans le vide. On obtient l'acétate de morphine que les réactifs font reconnaître.

On fait évaporer la masse suspecte jusqu'à ce qu'elle ne contienne que le moins d'eau possible sans être altérée : on la traite à plusieurs reprises par l'alcool absolu, et à l'aide de la chaleur : on filtre ; on verse dans ce solutum qui doit contenir le sel de morphine, des traces de matière animale

et des sels, de l'alcool gallique qui précipite la petite quantité de matière animale. On étend le liquide filtré d'un peu d'eau distillée, et on le mêle avec un fort solutum de gélatine qui forme un précipité avec le tannin. On le sépare par la filtration et l'alcool fournit la morphine ou le sel de morphine par l'évaporation. Ce procédé est moins sûr que le premier.

CITRATE DE MORPHINE

On combine directement l'acide citrique à la morphine et l'on prépare ce sel, pour l'usage médical, en dissolvant dans 72 parties d'eau distillée, une partie d'acide citrique cristallisé et deux de morphine. On donne de six à vingt-quatre gouttes de ce solutum dans la journée. Il agit plus promptement et plus fortement que toutes les autres préparations de morphine, mais d'une manière moins permanente que l'opium.

En ajoutant à ce solutum dix-huit parties de teinture de cochenille, on a les *gouttes roses* qu'on emploie dans les mêmes cas et à la même dose.

On emploie aussi les sels de morphine en les appliquant sur la surface de petits visicatoires : ces sels s'imbibent dans les bourgeons vasculaires du derme et sont promptement absorbés.

CARACTÈRES DES SELS DE MORPHINE.

Blancs, cristallisables, inodores, d'une saveur amère prononcée, solubles dans l'eau et l'alcool. Leur solutum aqueux donne avec la potasse, la soude et l'ammoniaque, des précipités blancs, floconneux, qui prennent peu à peu un aspect cristallin. L'infusum de noix de galles y produit

un précipité blanc jaunâtre très-abondant. L'acide nitrique concentré les colore sur-le-champ en rouge de sang qui devient ensuite rouge orangé : le persulfate et le perchlorure de fer leur font prendre une belle couleur bleue. L'acide iodique ou un iodate acide leur fait prendre sur-le-champ une couleur rouge, et le précipité qui se forme passe peu à peu au jaune serin.

EMPOISONNEMENT PAR LES SELS DE MORPHINE.

A haute dose, tous les sels de morphine déterminent de graves accidens auxquels succède, dans le plus grand nombre de cas, la mort à la suite de tous les symptômes qui accompagnent l'administration de l'opium à haute dose. On doit d'abord provoquer le vomissement par cinq ou six grains d'émétique dissous dans très-peu d'eau : puis saigner la jugulaire pour remédier à la congestion cérébrale occasionée par l'émétique. Comme la morphine seule, en raison de son insolubilité, est moins délétère que les sels de cette base, on administre avec succès de l'eau chargée de magnésie. Pour constater l'empoisonnement et reconnaître la morphine ou ses composés, on a recours au mode désigné à l'acétate de morphine.

STRYCHNINE.

On fait un extrait alcoolique de noix vomiques, *strychnos nux vomica*, ou de fève de saint Ignace, *strychnos ignatii*, et on le traite par l'eau qui dissout l'igasurate de strychnine, une matière colorante brune et laisse une matière grasse insoluble. Dans ce solutum aqueux filtré, on verse

un solutum de sous-acétate de plomb : il y a échange de bases ; il se précipite de l'igasurate de plomb avec la matière colorante. On filtre et dans le liquide qui contient de l'acétate de strychnine, on fait passer un courant de gaz hydrosulfurique pour séparer l'excès de l'oxide de plomb : on chauffe pour chasser l'excès d'acide hydrosulfurique et on traite par la magnésie qui forme avec l'acide acétique un sel soluble, tandis que la strychnine se précipite avec l'excès de magnésie. On lave ce précipité à l'eau froide, puis à l'alcool faible : on le fait bouillir ensuite avec de l'alcool à 36° et on ajoute du charbon animal pour décolorer le solutum. On filtre et on retire la strychnine par la volatilisation de l'alcool.

Un procédé plus court et plus économique consiste à traiter à plusieurs reprises la noix vomique râpée par de l'eau bouillante et acidulée par l'acide hydrochlorique. On exprime fortement le marc lorsqu'il est épuisé, on mêle ces divers liquides, on les fait évaporer et on y ajoute peu à peu de l'hydrate de chaux jusqu'à ce qu'il y en ait un excès. Il reste en solution du chlorure de calcium et la strychnine se précipite avec la chaux en excès ; on filtre, on lave le précipité d'abord à l'eau, puis avec de l'alcool à 22° : on le fait ensuite bouillir avec de l'alcool à 36°, ce solutum alcoolique distillé jusqu'au quart et ensuite évaporé fournit la strychnine qu'on purifie en la redissolvant dans l'alcool, ajoutant du charbon animal au solutum qu'on fait ensuite évaporer et cristalliser.

La strychnine pure est en petits prismes demi-transparens à quatre pans, terminés par des pyramides à quatre faces. Elle est inodore ; sa saveur est excessivement amère et persiste long-temps.

Exposée à une chaleur douce, elle n'éprouve aucune altération : à 200° elle se boursoufle sans entrer en fusion et se décompose en laissant un charbon volumineux : elle est inaltérable à l'air, presque insoluble dans l'eau froide et soluble seulement dans 2500 parties d'eau bouillante. L'alcool la dissout avec facilité et la laisse cristalliser régulièrement par son évaporation spontanée. Elle verdit le sirop de violettes, ramène au bleu la teinture de tournesol rougie par les acides, se combine avec les acides affaiblis et forme des sels neutres, solubles, plus ou moins cristallisables. En contact avec l'acide nitrique concentré, elle ne rougit pas ; mais le plus ordinairement elle prend dans ce cas une couleur rouge très-foncée, ce qui est dû à un peu de brucine qu'elle contient presque toujours et qu'il est difficile de lui enlever. Les sels de peroxide de fer ne produisent point de coloration bleue avec la strychnine. Elle est formée de carbone 78,22 : oxigène 6,38 ; hydrogène 6,54 : azote 8,92.

La strychnine est un excitant qui agit avec une grande violence sur les animaux : c'est un poison très-énergique dont un quart de grain cause souvent une impression forte sur l'homme et un demi-grain fait périr les petits quadrupèdes à la suite de convulsions très-fortes et de secousses tétaniques. On l'emploie dans les paralysies en commençant par un seizième de grain, et augmentant peu à peu. Les concentrations spasmodiques qu'elle produit se font sentir de préférence dans les parties paralysées. Combinée avec les acides qui la rendent soluble, elle est encore plus énergique.

Les *pilules de strychnine* se font avec un grain

de strychnine, trente-six de conserve de roses qu'on divise en seize pilules.

La *teinture de strychnine* se fait avec une partie de strychnine qu'on dissout dans deux cent d'alcool à 36°. La dose est de vingt à cinquante gouttes.

La *potion stimulante de strichnine* se prépare en dissolvant un grain de strychnine dans deux onces d'eau distillée, aiguisée d'acide acétique et édulcorant. On en fait prendre une cuillerée à bouche matin et soir.

SULFATE DE STRYCHNINE.

On sature la strychnine par l'acide sulfurique affaibli, et par évaporation on obtient des petits cubes transparens, qui sont inaltérables à l'air, solubles dans dix parties d'eau froide et d'une saveur très-amère. Ce sel, exposé à l'action d'un feu doux, entre en fusion et se prend en masse : une haute température le décompose. Il est formé de strychnine 90,5 et de 9,5 d'acide sulfurique.

Lorsqu'il est cristallissé en aiguilles déliées, il est à l'état de bisulfate.

Le sulfate de strychnine agit sur l'économie plus vivement encore que la strychnine, en raison de sa solubilité : on l'emploie dans les mêmes circonstances, mais à plus petites doses. On commence par un vingtième de grain et l'on augmente graduellement jusqu'à un douzième.

CARACTÈRES DES SELS DE STRYCHNINE.

Blancs, solubles, cristallisables, doués d'une très-grande amertume. Leur solutum est précipité par la potasse, la sonde et l'ammoniaque, en flocons blancs : l'infusum de noix de galles y

occasione un précipité floconneux blanchâtre : l'acide nitrique concentré les colore en rouge à une douce chaleur, si la strychnine est impure et contient un peu de brucine. Les sels de peroxide de fer n'y produisent aucune coloration.

BRUCINE.

La brucine est combinée à l'acide gallique dans la fausse angusture, *brucea anti-dysenterica*. On traite cette écorce par les procédés décrits pour la strychnine, avec cette différence qu'on doit ici beaucoup moins laver le précipité magnésien ou calcaire qui est mêlé avec la brucine, parce que cette dernière substance est beaucoup plus soluble dans l'eau que la strychnine. Par l'évaporation de l'alcool, on obtient la brucine mêlée de beaucoup de matière colorante : on la purifie en la combinant à l'acide oxalique et traitant l'oxalate par un mélange d'alcool à 40° et d'éther à 60°. On dissout ainsi cette matière étrangère et l'oxalate de brucine reste sous forme de poudre blanche : on décompose ce sel par la magnésie et l'on reprend la brucine par l'alcool. Par l'évaporation de l'alcool à froid, on obtient la brucine cristallisée : si on évapore à l'aide du feu, on aura la brucine fondue, mais non moins pure.

La brucine cristallise en prismes obliques à quatre pans, à base parallélogrammique, ou en petites lames nacrées; mais alors elle contient 21,165 d'eau. Elle est inodore : elle a une saveur amère très-intense, un peu âcre. Elle fond à une douce chaleur, perd 18 et demi d'eau, et devient dure et demi-transparente, comme la cire, par le refroidissement. L'air ne lui fait éprouver aucune altération si elle est cristallisée; mais si elle a été

fondue, et elle n'exige pour cela que 100° et qu'elle soit exposée à l'air humide, elle augmente de volume, blanchit et devient pulvérulente en s'hydratant. Elle se dissout dans 850 fois son poids d'eau froide et 500 d'eau bouillante. L'alcool la dissout avec facilité. Elle s'unit aux acides affaiblis et forme avec tous des sels solubles dont la plupart sont susceptibles de cristalliser régulièrement. Lorsqu'on la met en contact avec l'acide nitrique, elle acquiert une couleur rouge de sang des plus intenses : en chauffant, la couleur passe au jaune. Dans cet état, si l'on y ajoute un solutum de protohydrochlorate d'étain, il se fait un précipité violet magnifique : ce caractère n'appartient qu'à la brucine. Elle est composé de carbone 75,04; oxigène 11,21 ; hydrogène 6,52 et 7,22 azote.

Le mode d'action de la brucine sur l'économie animale est analogue à celui de la strychnine, mais elle est moins énergique, car il faut six grains de brucine pour produire les effets d'un quart de strychnine pure. Elle est préférable, en ce qu'elle agit sur les nerfs sans attaquer le cerveau, ni affecter les facultés intellectuelles et qu'elle n'est pas donée d'une si grande activité.

Les *pilules de brucine* se préparent avec demi-grain de cette base salifiable bien pure et la conserve de roses.

La *potion stimulante de brucine* se prépare par la dissolution de six grains de brucine dans deux onces d'eau distillée, et on édulcore avec du sucre blanc. On en donne une cuillerée à bouche matin et soir.

L'*alcool de brucine* est la dissolution d'une partie de brucine dans 32 d'alcool. La dose est depuis six gouttes jusqu'à vingt-quatre dans des potions ou des boissons.

SULFATE DE BRUCINE.

On sature la brucine par l'acide sulfurique affaibli, et par évaporation on obtient de longues aiguilles qui paraissent être des prismes à quatre pans, terminés par des pyramides d'une extrême finesse. Ce sel, très-soluble dans l'eau et l'alcool, a une saveur très-amère. Il est décomposé par les alcalis minéraux, la morphine et la strychnine. Il est composé de 91,16 de brucine et de 8,84 d'acide sulfurique.

Le bisulfate de brucine cristallise plus facilement que le sulfate neutre.

On remplace souvent la brucine dans ses préparations par le sulfate, mais alors le médicament est un peu plus actif.

CARACTÈRES DES SELS DE BRUCINE.

Tous solubles, la plupart cristallisables, amers, se rapprochant beaucoup des sels de strychnine. L'acide nitrique mis en contact à chaud avec les sels de brucine, les colore en rouge incarnat, à laquelle succède une teinte jaune-orangé : si on verse dans ces sels jaunis par l'acide nitrique du protochlorure d'étain, il se produit une belle couleur violette, et c'est là le caractère distinctif.

ÉMÉTINE.

On traite la racine d'ipécacuanha, *psychotria emetica*, réduite en poudre, par l'éther hydratique à 60° pour dissoudre la matière grasse odorante. Lorsqu'elle ne cède plus rien à l'éther, on sépare ce liquide et on épuise la racine par l'alcool bouil-

lant. On fait ensuite rapprocher ces solutum alcooliques au bain-marie et l'on a un extrait brun amer qui contient le gallate d'émétine. On redissout cet extrait dans l'eau et il abandonne de la cire et un peu de matière grasse. Il ne reste plus qu'à faire bouillir le liquide filtré avec un excès de magnésie qui décompose le gallate d'émétine : on lave le précipité magnésien avec un peu d'eau froide, et on le fait bouillir lorsqu'il est sec dans l'alcool à 40°. L'émétine, dissoute dans l'alcool, est séparée par l'évaporation ; mais comme elle est colorée, on la recombine à un acide, et après avoir décoloré le liquide par le charbon animal, on la précipite de nouveau par un excès de magnésie.

L'émétine est blanche, pulvérulente et incristallisable : sa saveur est un peu amère. Elle fond à + 50°, et se décompose ensuite au-dessus de 100°. L'air ne lui fait éprouver aucune altération : elle est peu soluble dans l'eau froide, très-soluble dans l'alcool. Son solutum ramène au bleu le papier de tournesol rougi, est précipité par l'infusum de noix de galles, sature imparfaitement les acides avec lesquels on a des sels incristallisables. L'émétine est formée de 64,57 carbone ; 22,95 oxigène ; 7,77 hydrogène et 4,30 azote.

A la dose d'un demi-grain, l'émétine agit comme vomitif puissant et cette action est souvent suivie d'assoupissement. A la dose de six grains, elle excite des vomissemens violens, et produit l'engourdissement et la mort à la suite d'une vive inflammation des poumons et des intestins.

On emploie l'émétine dans tous les cas où l'on fait usage de l'ipécacuanha et on la substitue avec avantage à cette racine, puisqu'étant beaucoup plus active, elle est encore débarrassée de l'odeur

nauséeuse et de la saveur désagréable de l'ipécacuanha.

On prépare la *mixture vomitive* en dissolvant un grain d'émétine dans trois onces d'infusum de feuilles d'oranger ou de tilleul aiguisé de deux ou trois gouttes d'acide nitrique. On en donne une cuillerée à bouche, de quart en quart d'heure, jusqu'au vomissement. Si on administrait cette mixture en une seule fois, elle déterminerait un premier vomissement qui l'expulserait en entier de l'estomac sans aucun autre effet.

Pour les *pastiles d'émétine pectorales*, on mélange bien une once de sucre et deux grains d'émétine. On en fait avec un fort solutum de gomme adragant une masse que l'on bat bien et que l'on divise en pastilles de neuf grains. Il est d'usage, en pharmacie, de colorer ces pastilles en rose, pour les distinguer des pastilles d'ipécacuanha : on se sert à cet effet d'un peu de laque carminée. On les emploie dans les catarrhes pulmonaires chroniques, les coqueluches, les diarrhées anciennes : on en donne une toutes les heures. Si on les rapprochait davantage, on exciterait des nausées.

Dans les *pastilles d'émétine vomitives*, il y a quatre fois plus d'émétine que dans les pectorales. Une prise à jeun suffit ordinairement pour faire vomir les enfans. Trois ou quatre excitent un prompt vomissement chez les adultes.

Le *sirop d'émétine* se prépare en dissolvant quatre grains d'émétine dans une livre de sirop. La dose est d'une cuillerée à café et on l'emploie dans les mêmes circonstances et de la même manière que le sirop d'ipécacuanha.

QUININE.

On traite l'écorce pulvérisée du quinquina jaune royal ou calisaya, par l'alcool : on lave l'extrait obtenu avec un solutum de potasse, jusqu'à ce que celui-ci ait dissous toute la matière colorante: on lave ensuite le résidu avec de l'eau distillée pour enlever le peu de potasse qui peut rester: on le traite par l'acide hydrochlorique qui le dissout, on filtre le liquide, on le fait bouillir avec un excès de magnésie ou d'hydrate de chaux; on filtre, on évapore à siccité, on traite le résidu par l'alcool : on fait évaporer si on opère sur une petite quantité ou on distille dans un alambic le solutum alcoolique afin de recuillir l'alcool qui peut servir à de nouvelles expériences, et le résidu est la *quinine*, contenant un peu de cinchonine.

On fait bouillir pendant une heure, on passe en exprimant et l'on réitère l'opération trois fois, deux parties de quina jaune en poudre fine avec dix d'eau et un dixième d'acide sulfurique. On réunit les liquides et quand ils sont refroidis, on y jette par portions un excès de chaux éteinte à l'eau ou hydratée, en poudre fine : on fait égoutter le précipité sur une toile, on le sèche à l'étuve et après l'avoir pulvérisé, on le traite à plusieurs reprises et à une douce chaleur par l'alcool à 34°. On décante ou on filtre, on distille cet alcool à la quinine : on traite le résidu à chaud par de l'eau acidulée avec l'acide sulfurique ou hydrochlorique et par une petite quantité de charbon animal : on filtre le liquide, on y verse, quand il est froid, un léger excès d'ammoniaque : on recueille le précipité qui est la quinine, on lave

et on sèche doucement. Si on précipite par la chaux au lieu de l'ammoniaque, on sépare la quinine par l'alcool bouillant et on finit comme ci-dessus.

On traite à l'aide de l'ébullition et à plusieurs reprises, l'écorce de quinquina jaune réduite en poudre par de l'eau aiguisée d'acide hydrochlorique : on sature par un excès d'hydrate de chaux ces decoctum filtrés et on favorise l'action par une douce chaleur : il se produit un précipité abondant qu'on lave et qu'on dessèche ensuite. Ce précipité est traité par l'alcool à chaud. La quinine qui reste après l'évaporation ou la distillation de l'alcool étant colorée, est dissoute dans une quantité convenable d'acide hydrochlorique affaibli, on traite ce solutum par le charbon animal et on précipite par l'ammoniaque.

Ce dernier procédé, dans lequel on perd beaucoup moins d'alcool, puisque le précipité n'est formé en premier lieu que de l'excès de chaux et de quinine, et que dans le traitement par l'acide sulfurique il faut traiter par l'alcool le précipité de quinine et de sulfate de chaux, est beaucoup plus économique et généralement employé.

La quinine cristallise très-difficilement : on l'obtient en houppes soyeuses et déliées, en abandonnant à lui-même un solutum alcoolique de quinine très-pure. Elle est ordinairement sous forme d'une masse poreuse, d'un blanc sale, inodore, d'une saveur très-amère et désagréable. Exposée à une douce chaleur, elle se fond comme une résine et devient cassante en refroidissant. Sa cassure est cristalline et il s'est formé à sa surface des centres de cristallisation qui rayonnent de tous côtés et produisent ainsi une sorte de moiré. La quinine fondue prend l'électricité résineuse

avec beaucoup d'intensité quand on la frotte avec un morceau de drap. A une chaleur élevée, la quinine se décompose. Elle est très-peu soluble dans l'eau froide, soluble dans 0,005 d'eau bouillante, très-soluble dans l'alcool et dans l'éther, soluble en petite quantité dans les huiles fixes et volatiles, inaltérable à l'air. Les acides s'y unissent facilement et produisent avec elle des sels qui sont généralement solubles et cristallisables, remarquables par leur aspect nacré et qui ont une saveur amère très-développée. La quinine est composée de 75,03 carbone; 10,42 oxigène; 6,66 hydrogène et 8,45 azote.

Cet alcali végétal n'exerce aucune action nuisible sur l'économie animale. C'est à sa combinaison avec l'acide kinique que le quina jaune doit sa propriété fébrifuge. Quoique la quinine soit insoluble, elle agit comme les sels de quinine solubles qui tous ont une propriété fébrifuge très-marquée et sont particulièrement employés dans les traitemens des fièvres intermittentes, en se transformant dans l'estomac en composé soluble. On la donne quelquefois en pilules, depuis un grain jusqu'à huit.

SULFATE DE QUININE.

On dissout à chaud la quinine dans l'acide sulfurique étendu de quinze parties d'eau; on filtre le liquide dès que la saturation est faite et on l'abandonne à lui-même : le sulfate de quinine cristallise par le refroidissement en petites aiguilles blanches soyeuses, qui après avoir été égouttées, sont séchées à une température de 30 à 40° entre plusieurs doubles de papier joseph. Le sulfate de cinchonine, qui accompagne le sulfate de

quinine dans cette préparation, reste dans l'eau mère avec une portion de ce dernier.

Le sulfate de quinine se présente en aiguilles blanches très-fines, très-légères, nacrées, flexibles, ayant l'aspect de l'amianthe, réunies en mamelons étoilés. Il a une légère odeur de benjoin. Sa saveur est d'une amertume très-prononcée, durable, mais franche. Il est soluble dans 740 parties d'eau froide et dans 30 d'eau bouillante et devient beaucoup plus soluble par l'addition d'un peu d'acide sulfurique qui le fait passer à l'état de bisulfate. Ce solutum aqueux est très-sensiblement teint en bleu, et c'est le seul exemple d'un sel blanc qui donne un solutum coloré. Il est très-soluble dans l'alcool, même à froid; soluble dans l'éther, mais moins que dans l'alcool. Il est composé de 76,27 quinine; 8,47 acide sulfurique et 15,25 d'eau. Exposé à l'air, il s'effleurit rapidement et ne contient plus après que 4,31 d'eau. A une température un peu au-dessous de + 100° il devient lumineux, phosphorescent, surtout quand on le frotte : il est alors chargé d'électricité vitrée. A une chaleur un peu au-dessus de + 100° il fond, offre l'apparence de la cire, et à une plus haute température il se décompose.

Le *bisulfate de quinine* cristallise en prismes aiguillés plus volumineux que le sulfate : il est aussi plus soluble dans l'eau et se forme lorsque la quantité d'acide sulfurique employée pour dissoudre la quinine est en excès par rapport à celle-ci. Il contient deux fois plus d'acide sulfnrique que le sulfate. On le forme encore lorsque pour rendre le sulfate de quinine plus soluble dans l'eau froide, ou un véhicnle aqueux, on aiguise légèrement celle-ci avec un peu d'acide sulfurique.

Le sulfate de quinine est la préparation de cette

base salifiable dont on fait le plus d'usage. On le donne soit en solution dans l'eau, dans le vin, dans le sirop, soit en pilules, à la dose de six à quarante grains dans les momens qui précèdent les accès de fièvres intermittentes, pour lesquelles on employait autrefois avec avantage soit l'extrait de quina, soit le quina en nature. L'action du sulfate de quinine est plus certaine : on connaît précisément la dose de la substance active que l'on emploie, ce qu'on ne peut faire avec les écorces si variables de kina, et ce nouveau médicament est administré sous un très-petit volume, tandis qu'avec la poudre de kina on donne aussi le ligneux et d'autres substances presque inertes, qui ne font que fatiguer les organes digestifs.

La poudre *anti-périodique* se prépare avec une partie de sulfate de quinine et cinq de carbonate de magnésie.

La *potion fébrifuge* s'obtient en mêlant une once de sirop de sucre à trois onces d'eau très-légèrement aiguisée d'acide sulfurique et y dissolvant douze grains de sulfate de quinine. On en donne une cuillerée à café toutes les heures.

(Voyez *sirop de sulfate de quinine*, *v*. 1, *p*. 322).

L'alcoolé ou *teinture de sulfate de quinine* est le solutum de six grains de sulfate de quinine par once d'alcool à 34 degrés.

Le *vin de sulfate de quinine* est le mélange d'une partie de teinture de sulfate de quinine avec seize de vin généreux.

Les *bols emménagogues* se préparent avec trente grains d'éthiops martial, douze grains de sulfate de quinine et quantité suffisante d'un extrait tonique. On en fait huit bols et on en prend un toutes les trois heures.

Les *bols fébrifuges* se font en incorporant dans

la mie de pain la quantité de sulfate de quinine prescrite par le médecin.

Les *pilules toniques*, dont on administre une toutes les heures, consistent dans un grain de quinine qu'on incorpore dans la conserve de roses.

La *poudre dentrifice* se compose d'une partie de sulfate de quinine et de cent de carbonate de chaux. Ce mélange est coloré par un peu de laque carminée.

ACÉTATE DE QUININE

On sature à chaud l'acide acétique par la quinine : si l'acide est étendu de beaucoup d'eau, le sel cristallise très-facilement en aiguilles soyeuses et nacrées ; si le solutum est concentré, le sel se précipite par le refroidissement en masse formée d'une multitude d'aiguilles soyeuses très-légères. La saveur de ce sel est très-amère. Il est peu soluble dans l'eau froide, même en y ajoutant un excès d'acide, très-soluble dans l'eau bouillante.

Il a été employé dans les mêmes cas que le sulfate de quinine, mais on lui préfère généralement ce dernier, à cause de sa plus grande solubilité.

CITRATE DE QUININE.

L'acide citrique liquide dissout facilement à chaud la quinine : ce solutum se maintient transparent, mais il se prend en masse par le refroidissement, et ressemble au sulfate de quinine. Le bicitrate de quinine est plus soluble.

On prépare le *sirop de bicitrate de quinine* en dissolvant une partie de ce sel dans 250 de sirop de sucre. On l'emploie comme anti-scorbutique,

à la dose d'une à deux cuillerées à bouche en 24 heures.

CINCHONINE.

On obtient la cinchonine du quina gris par le même procédé que celui qui fournit la quinine, et elle y existe en combinaison avec l'acide kinique. On sépare par l'éther la quinine qui s'y dissout bien, tandis que la cinchonine y est presque insoluble.

La cinchonine se présente en aiguilles prismatiques très-fines, ou en plaques transparentes, cristallines. Son odeur est peu sensible : sa saveur est sous-aromatique, analogue à celle du kina gris, amère et l'amertume se développe lentement. Elle est presque insoluble dans l'eau froide, et exige pour se dissoudre 2500 fois son poids de ce liquide bouillant. L'alcool la dissout facilement surtout à chaud. L'éther, les huiles fixes et volatiles la dissolvent difficilement. Exposée à l'air, elle absorbe lentement un peu d'acide carbonique. Chauffée, elle se décompose avant de se fondre; elle est douée, de toutes les propriétés alcalines, se combine à tous les acides et forme avec eux des sels pour la plupart solubles et cristallisables, ayant une saveur très-amère et très-styptique. Elle est composée de carbone 76,97 : oxigène 7,79 : hydrogène 7,22 et 9,02 azote.

Elle jouit des propriétés toniques et fébrifuges du kina gris qui la fournit: elle est moins énergique que la quinine et par conséquent moins employée et à dose un peu plus forte.

SULFATE DE CINCHONINE.

En primes blancs rhomboïdaux, luisans, flexibles, inodores, d'une saveur très-amère; solubles dans 54 parties d'eau froide, en toutes proportions dans l'alcool, insolubles dans l'éther. Ce sel fond comme la cire, à 100°. A une plus haute température, il devient rouge et se décompose. Il est composé de cinchonine 100 et 13,021 acide sulfurique.

Par l'addition d'un peu d'acide sulfurique, il passe à l'état de bisulfate et se dissout alors dans un peu moins de son poids d'eau froide.

Employé dans les mêmes cas que le sulfate de quinine, mais à une plus forte dose. Préféré dans quelques cas, quoique jouissant des mêmes propriétés à un plus faible degré, parce qu'il est beaucoup moins irritant.

VÉRATRINE.

Les graines de cévadille, les bulbes de colchique, l'ellébore blanc et la plupart des plantes de la famille des colchicées, contiennent la vératrine unie à l'acide gallique.

On obtient cette substance alcaline en traitant le decoctum des graines de cévadille comme le solutum aqueux de l'extrait alcoolique de noix vomique.

La vératrine, d'abord jaunâtre, par des dissolutions dans l'alcool et des précipitations opérées en versant de l'eau dans les solutum alcooliques, finit par se présenter sous forme d'une poudre très-blanche.

Elle est inodore, mais elle produit de violens

éternumens lorsqu'elle pénètre dans les fosses nasales : sa saveur est très-âcre, nullement amère et excite la salivation. Elle fond à + 50°, et se transforme en une masse jaune transparente par le refroidissement. A une haute température, elle est décomposée. A peine soluble dans l'eau froide, elle se dissout dans mille parties d'eau bouillante. L'alcool la dissout avec facilité : elle est aussi soluble dans l'éther, mais moins que dans l'alcool. Elle jouit des propriétés alcalines, et forme avec les acides des sels très-âcres, incristallisables qui prennent l'aspect de la gomme par l'évaporation. Elle est composée de carbone 66,75 : oxigène 19,60; hydrogène 8,54 et 5,04 azote. L'acide nitrique en excès l'altère très-promptement et donne lieu à la formation d'une matière jaune, détonante, analogue à l'*amer de Welther*.

La vératrine a une action énergique : elle produit à petite dose des vomissemens violens, des évacuations très-abondantes et souvent sanguinolentes : ces accidens sont bientôt suivis du tétanos et de la mort. Cependant à des doses convenablement mesurées, elle remplace avec avantage les substances qui la contiennent et on l'a administrée avec succès dans des cas où il convenait d'exciter promptement d'abondantes évacuations alvines.

On prépare les *pilules de vératrine* avec demi-grain de vératrine et quantité suffisante de gomme arabique et de sirop de gomme pour faire six pilules. On en fait dabord prendre une, et si l'on n'obtient pas d'effets purgatifs, on peut en donner jusqu'à trois dans un jour : elles remplacent avec avantage les *pilules de Bacher*.

L'*alcool à la vératrine* s'obtient en dissolvant quatre grains de vératrine dans une once d'alcool. La dose est de 10, 15, 20 et 25 gouttes dans six

onces de boisson. A l'intérieur, dans l'hydropisie et l'anasarque : à l'extérieur, en frictions, dans ces mêmes maladies, et contre la goutte.

La *pommade de vératrine* est le mélange de quatre grains de vératrine et d'une once d'axonge. A l'extérieur, dans les cas de rhumatismes chroniques, d'anasarque et dans la goutte.

Le *sulfate de vératrine* est aussi employé. On dissout un grain de ce sel dans deux onces d'eau distillée. Ce solutum, qui remplace l'*eau médicinale de Husson* est usité dans les mêmes cas, à l'extérieur, en frictions, d'un gros à quatre.

EMPOISONNEMENT PAR LES ALCALIS VÉGÉTAUX.

Il paraît que l'iode, le chlore et le brôme peuvent neutraliser l'action des alcalis végétaux sur l'économie animale. Ces dernières substances s'unissent sans être décomposées, avec les corps simples cités et forment des combinaisons, dont on peut ensuite retirer l'alcali organique sans qu'il ait subi aucune altération et qui n'ont aucune action nuisible (même celles de morphine et de strychnine) car on a pu impunément en faire prendre jusqu'à deux grains et demi à un chien, sans déterminer aucun accident : les animaux auxquels on fait avaler un grain de strychnine pure, ou deux de vératrine, n'en meurent point si on leur fait prendre de la teinture d'iode, immédiatement après le poison, ou avant qu'il ait eu le temps d'être absorbé.

SALICINE.

On concasse l'écorce ou du *salix-helix*, ou du *populus tremula*, ou du *populus alba*, et on la

fait bouillir dans l'eau pendant une heure : on passe et on exprime à la presse ; on verse dans le liquide du sous-acétate de plomb, jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité : on filtre, on porte le liquide à l'ébullition et l'on ajoute du carbonate de chaux, pour décomposer l'excès d'acétate de plomb et saturer l'acide acétique qui est resté libre par la combinaison insoluble de l'oxide de plomb avec la matière colorante. Quand le liquide est éclairci on le décante, on lave le dépôt, on réunit les liquides, on filtre et l'on fait évaporer en consistance d'extrait : on le soumet à la presse entre des feuilles de papier joseph pour le débarrasser de l'acétate de chaux. On traite alors ce résidu par l'alcool à 34° : on filtre et l'on distille pour obtenir moitié de l'alcool. Par l'évaporation du résidu on obtient la salicine très-pure, en cristaux d'un blanc nacré.

Cette substance n'est point alcaline, ne sature point les acides, ne contient point d'azote, élément qui se trouve en quantité notable dans toutes les bases salifiables végétales connues jusqu'à présent.

La salicine se présente en petites lames rectangulaires, dont les bords paraissent taillés en biseau, mais si la formation des cristaux a lieu moins lentement, ils sont alors plus tenus et d'un aspect nacré. Sa saveur est très-amère : elle est soluble dans 14 parties d'eau froide et sa solubilité à la température de l'ébullition est beaucoup plus grande. L'alcool ne paraît pas avoir sur elle plus d'action que l'eau. Elle est insoluble dans l'éther, ainsi que dans les huiles volatiles. Chauffée légèrement, elle se fond et reste après le refroidissement sous forme d'une masse homogène, blanche, transparente : à une température éle-

vée elle se décompose. Elle est formée de carbone 55,491 ; hydrogène 8,184 et 36,325 d'oxigène. Sa composition peut être représentée par deux volumes de gaz oléfiant et un d'oxigène.

La salicine arrête les fièvres d'accès et 24 ou 30 grains suffisent ordinairement. Comme elle possède cette propriété presque au même degré que le sulfate de quinine, et qu'on peut la préparer à bien meilleur marché, cette découverte indigène est d'une très-grande importance.

On vient d'annoncer que la salicine est composée d'un alcali végétal et d'un sous-acide qu'on élimine en dissolvant la salicine ordinaire dans l'acide oxalique liquide et séparant ensuite l'acide oxalique par la chaux. Il faudrait dans ce cas que la chaux pût aussi former un composé insoluble avec ce sous-acide. On prétend qu'alors ce nouvel alcali réagit sur le papier de tournesol rougi par un acide, offre une cristallisation différente, est plus soluble dans l'eau que la salicine ordinaire, moins soluble qu'elle dans l'alcool et forme avec les acides des sels qui se dissolvent dans l'alcool dont ils se séparent par l'évaporation du liquide, qui sont entièrement insolubles dans l'éther, tombent facilement en efflorescence, et sont amers sans aucune âcreté. On a aussi avancé que le sous-acide uni à cet alcali, est volatil, peut être obtenu par distillation et qu'on le sépare en traitant la salicine, à une chaleur modérée, par l'acide phosphorique.

FIN DU SECOND VOLUME.

AVIS ESSENTIEL.

Dans un ouvrage publié sur une science, on ne peut s'écarter de ce qui est bien reconnu ; aussi tous les livres qui jouissent d'une juste réputation ont été mis à contribution pour la rédaction de celui-ci.

On a fort souvent employé les mêmes expressions, car lorsqu'un fait bien concluant, une vérité palpable a été exprimée de la manière la plus simple et la plus claire, on doit suivre la même marche.

Les nombreux auteurs dont les lambeaux composent ce Cours de Pharmacie, n'ont pas été cités, parce que les noms ne font guère à la science, et que de nombreuses citations de noms et d'ouvrages ne font que grossir le volume et faire perdre un temps qu'on peut beaucoup mieux employer.

On a seulement cherché à être utile aux Pharmaciens en réunissant dans un court espace, les nombreuses théories et observations répandues dans beaucoup d'ouvrages, leur épargnant ainsi des recherches toujours longues et leur procurant par ce moyen un peu plus de temps pour l'étude.

TABLE.

FIN DE LA TABLE.

Toulon. — Imprimerie de Duhlessis Ollivault.

